CENGAGE Learning

FUNDAMENTOS DE
QUÍMICA

MORRIS HEIN • SUSAN ARENA

DÉCIMA CUARTA EDICIÓN



FUNDAMENTOS DE QUÍMICA

FUNDAMENTOS DE QUÍMICA

14a. EDICIÓN

Morris Hein
Mount San Antonio College

Susan Arena
University of Illinois, Urbana-Champaign

Traducción:

María del Carmen Ramírez Pedroza
Traductora profesional

Revisión técnica:

M. en C. María Aurora Lanto Arriola
Profesora Titular de Química
Escuela Nacional de Ciencias Biológicas
Instituto Politécnico Nacional



Australia • Brasil • Corea • España • Estados Unidos • Japón • México • Reino Unido • Singapur

CENGAGE Learning®

Fundamentos de Química. Decimocuarta edición
Morris Hein/Susan Arena

Presidente de Cengage Learning Latinoamérica:
Fernando Valenzuela Migoya

Director Editorial, de Producción y de Plataformas Digitales para Latinoamérica:
Ricardo H. Rodríguez

Editora de Adquisiciones para Latinoamérica:
Claudia C. Garay Castro

Gerente de Manufactura para Latinoamérica:
Raúl D. Zendejas Espejel

Gerente Editorial de Contenidos en Español:
Pilar Hernández Santamarina

Gerente de Proyectos Especiales:
Luciana Rabuffetti

Coordinador de Manufactura:
Rafael Pérez González

Editor:
Sergio R. Cervantes González

Diseño de portada:
Estúdio Bistrô

Imagen de portada:
© 123dartist/Shutterstock

Composición tipográfica:
Rogelio Raymundo Reyna Reynoso

Traducido del libro
Foundations of College Chemistry 14th Edition
Morris Hein/Susan Arena
Publicado en inglés por John Wiley & Sons © 2014
ISBN: 978-1-118-13355-2

Datos para catalogación bibliográfica:
Hein, Morris/Susan Arena
***Fundamentos de Química.* Decimocuarta edición**

ISBN 978-607-522-020-8

Visite nuestro sitio en:
http://latinoamerica.cengage.com

Impreso en México
1 2 3 4 5 6 7 19 18 17 16

CONTENIDO



Los colores espectaculares de la aurora boreal son el resultado de la química en nuestra atmósfera.

© Pi-Lens/Shutterstock

CAPÍTULO 1

INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA

¿Sabe cómo se crean los intrincados y hermosos fuegos artificiales? ¿Se ha preguntado cómo una pequeña semilla puede crecer en una planta de maíz más alta que usted en una sola temporada? Tal vez ha estado fascinado por las flamas en la chimenea en una noche romántica, ya que cambian de color y forma. Y piensa en su alivio cuando se le cayó un vaso y se encontró con que era de plástico, no de cristal. Estos fenómenos son el resultado de la química que se produce alrededor de todos nosotros, todo el tiempo. Los cambios químicos nos traen hermosos colores, el calor, la luz y productos para hacer que nuestras vidas funcionen más cómodamente. Comprender, explicar y utilizar la diversidad de materiales que encontramos a nuestro alrededor es lo que tiene que ver con la química.

RESUMEN DEL CAPÍTULO

1.1 LA NATURALEZA DE LA QUÍMICA

OBJETIVO DE APRENDIZAJE Establecer la definición de química y por qué el estudio de la química es importante.

TÉRMINO CLAVE
química

Los términos clave están resaltados en negritas para indicar los términos nuevos que se definen en el texto.

El conocimiento de la química es útil para casi todo el mundo, vemos su presencia a nuestro alrededor todos los días. La comprensión de la química es útil para los ingenieros, maestros, profesionales de la salud, abogados, amas de casa, personas de negocios, bomberos y ecologistas, sólo por nombrar unos cuantos. Incluso si usted no está pensando en trabajar en cualquiera de estos campos, la química es importante y es utilizada por nosotros cada día. Aprender acerca de los beneficios y riesgos asociados a los productos químicos le ayudará a ser un ciudadano informado, capaz de tomar decisiones inteligentes en relación con el mundo que lo rodea. El estudio de la química enseña a resolver problemas y a comunicarse con los demás de una manera organizada y lógica. Estas habilidades le serán útiles en la universidad y durante toda su carrera.

¿Qué es la química? Un diccionario da esta definición: "La **química** es la ciencia de la composición, estructura, propiedades y reacciones de la materia, en especial de los sistemas atómicos y moleculares." Otra definición, algo más simple es: "La química es la ciencia que estudia la composición de la *materia* y los cambios que ésta experimenta. "Ninguna de estas definiciones es totalmente adecuada. La química y la física forman una rama fundamental del conocimiento. La química también está estrechamente relacionada con la biología, no sólo porque los organismos vivos están compuestos de sustancias materiales, sino también porque la vida misma es esencialmente un sistema complicado de procesos químicos relacionados entre sí.


© Alexander Raths/Shutterstock

Un profesional de la salud tiene que comprender la química con el fin de administrar la dosis correcta de medicamento.

El ámbito de aplicación de la química es extremadamente amplio. Incluye todo el universo y todas las cosas, animadas e inanimadas. La química se ocupa de la materia, su composición y cambios, y también de la energía y los cambios de ésta asociados con la materia. A través de la química tratamos de aprender y comprender los principios generales que rigen el comportamiento de toda la materia.

El químico, al igual que otros científicos, observa la naturaleza y trata de entender sus secretos: ¿Qué hace que un tulipán sea rojo? ¿Por qué es dulce el azúcar? ¿Qué está ocurriendo cuando el hierro se oxida? ¿Por qué el monóxido de carbono es venenoso? Problemas como estos —algunos de los cuales han sido resueltos, algunos más todavía están por resolverse—, son parte de lo que llamamos química.

Un químico puede interpretar los fenómenos naturales, diseñar experimentos que revelan la composición y estructura de las sustancias complejas, métodos de estudio para la mejora de los procesos naturales, o sintetizar sustancias. En última instancia, los esfuerzos exitosos de los químicos amplían las fronteras del conocimiento y al mismo tiempo contribuyen al bienestar de la humanidad.

Pensando como un químico

Los químicos tienen una visión especial de las cosas con el propósito de comprender la naturaleza de los cambios químicos que tienen lugar. Los químicos "miran dentro" de los objetos cotidianos para ver cómo se comportan los componentes básicos. Para entender este método, consideremos un lago. Cuando lo vemos desde la distancia, se obtiene una imagen general del agua y la costa. Este punto de vista general se llama la imagen *macroscópica*.

A medida que nos acercamos al lago empezamos a ver más detalles: rocas, playa de arena, plantas sumergidas en el agua y la vida acuática. Tenemos más y más curiosidad. ¿De qué están hechas las rocas y la arena? ¿Qué tipo de organismos viven en el agua? ¿Cómo sobreviven las plantas bajo el agua? ¿Qué se esconde en el agua? Podemos utilizar un microscopio para conocer las respuestas a algunas de estas preguntas. Dentro del agua y las plantas, podemos ver células individuales y en el interior de ellas los organelos que trabajan para mantener vivos a los organismos. Para obtener respuestas a otras preguntas tenemos que ir aún más lejos dentro del lago. Una gota de agua del lago puede llegar a ser en sí misma una imagen *microscópica* misteriosa y fascinante, llena de moléculas y movimiento. (Vea la **figura 1.1**.) Un químico observa el mundo de los átomos y las moléculas y sus

© Lucky Images/Shutterstock



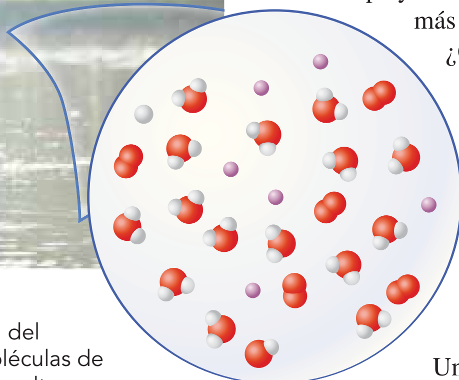


Figura 1.1
Dentro de una gota de agua del lago podemos encontrar moléculas de agua y algunas sustancias disueltas.

movimientos. La química hace la conexión entre el mundo *microscópico* de las moléculas y el mundo *macroscópico* de objetos de uso cotidiano.

Piense en el agua del lago. En la superficie que tiene la belleza, los colores y moja suavemente la orilla. ¿Cuál es la naturaleza microscópica del agua? Se compone de moléculas pequeñas representadas como



En este caso, H representa un átomo de hidrógeno y O un átomo de oxígeno. La molécula de agua está representada por H_2O, ya que se compone de dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno.

EJEMPLO 1.1

Se le dan ocho átomos de oxígeno y 15 átomos de hidrógeno. ¿Cuántas moléculas de agua puede formar con ellos?

SOLUCIÓN

A partir del modelo mostrado arriba, para una molécula de agua se puede ver que una sola contiene un átomo de oxígeno y dos átomos de hidrógeno. Usando este modelo como referencia, puede formar ocho moléculas de agua a partir de ocho átomos de oxígeno. Pero en este caso sólo se pueden formar siete moléculas de agua a partir de 15 átomos de hidrógeno con un átomo de H y un átomo de O sobrantes. La respuesta es siete moléculas de agua.

PRÁCTICA 1.1

Se le dan diez átomos de hidrógeno y ocho átomos de oxígeno. ¿Cuántas moléculas de agua se pueden formar con ellos?

1.2 MÉTODO CIENTÍFICO PARA LA RESOLUCIÓN DE PROBLEMAS

Describir los pasos involucrados en el método científico

OBJETIVO DE APRENDIZAJE

TÉRMINOS CLAVE

método científico
hipótesis
teoría
leyes científicas

Una de las cosas más comunes e importantes que hacemos todos los días es resolver problemas. Por ejemplo,

- Tiene dos exámenes y un informe de laboratorio para el lunes. ¿Cómo debe dividir su tiempo?
- Sale de la escuela y al encender la radio escucha que hay un fuerte accidente en la autopista. ¿Cuál es su ruta alternativa más rápida para evitar el problema del tráfico?
- Necesita comprar alimentos, enviar por correo algunos paquetes, asistir al partido de futbol de su hijo y recoger la ropa de la lavandería. ¿Cuál es la secuencia más eficiente de los acontecimientos?

Todos nos enfrentamos a este tipo de problemas y decisiones. Un método lógico puede ser útil para resolver problemas diarios:

1. Definir el problema. Primero debemos reconocer que tenemos un problema y establecerlo con claridad, incluyendo toda la información conocida. Cuando realizamos esto en la ciencia, lo llamamos *hacer una observación*.
2. Proponer posibles soluciones al problema. En ciencia esto se llama *formular una hipótesis*.
3. Decidir cuál es la mejor manera de proceder o resolver el problema. En la vida diaria utilizamos nuestra memoria de experiencias pasadas para ayudarnos. En el mundo de la ciencia *realizamos un experimento*.

Vale la pena utilizar un método científico para la resolución de problemas. Ayuda en todas las partes de su vida, cualquiera que sea la profesión que elija: científico, doctor, hombre de negocios o escritor.

>QUÍMICA *EN ACCIÓN*

Egipcios, los primeros químicos medicinales

Vea las imágenes de los antiguos egipcios y observe el delineador de ojos negro comúnmente usado en ese momento. Al analizar la composición de una muestra de este delineador de ojos de la colección de antigüedades del Museo del Louvre, en París, los químicos estaban horrorizados al descubrir una alta concentración de plomo en las muestras. Actualmente el plomo se elimina de manera rutinaria en la mayoría de los productos de consumo, ya que su toxicidad es alta incluso en concentraciones bajas. Es tóxico para muchos órganos y puede provocar síntomas como dolor abdominal, demencia, anemia, convulsiones e incluso la muerte. Resulta que los compuestos de plomo que se encuentran en el delineador de ojos egipcio no se encuentran en la naturaleza, sino que deben ser sintetizados. La síntesis de estas sales de plomo es complicada y los productos no son brillantes. Esto llevó a los químicos a preguntarse por qué los egipcios añadían estos compuestos a su delineador de ojos. La respuesta fue revelada después de leer algunos de los antiguos manuscritos de la época. Las sales de plomo fueron sintetizadas para su uso en el tratamiento de enfermedades de los ojos, cicatrices y decoloraciones. Así que incluso si las sales de plomo no eran los mejores componentes para la belleza, se añadieron por los beneficios de salud percibidos.



© Monkey Business Images/Shutterstock

Escultura de terracota de Nefertiti

Desde que se supo que los compuestos de plomo son muy tóxicos, Christian Amatore, químico analítico en la École Normale Supérieure de París, se preguntó si los compuestos de plomo en el delineador de ojos egipcio podrían haber conferido realmente beneficios de salud. Introdujo sales de plomo en muestras de tejido humano cultivadas en el laboratorio y observó que las células comenzaron a formar compuestos que desencadenan una respuesta inmune. Tal vez los antiguos egipcios sabían algo acerca de la química medicinal después de todo. Entonces, ¿deberíamos seguir el ejemplo los egipcios y añadir plomo a nuestros cosméticos? Esto probablemente no es una buena idea, porque los riesgos asociados con la exposición prolongada de plomo superan a los beneficios.



© Vladimir Wrangel/Shutterstock

Los científicos emplean el método científico todos los días en su trabajo de laboratorio.

El método científico

Los químicos trabajan en conjunto y también con otros científicos para resolver problemas. Llevan a cabo estudios que hacen muchas preguntas, y éstas a menudo conducen en direcciones que no son parte del problema original. Los avances sorprendentes de la química y la tecnología normalmente implican lo que llamamos **método científico**, que por lo general se puede describir de la siguiente manera:

1. **Reunir los hechos o datos** que son relevantes para el problema o la cuestión que nos ocupa. Esto se hace generalmente por la experimentación planificada. Los datos se analizan entonces para encontrar tendencias o regularidades que son pertinentes para el problema.
2. **Formular una hipótesis** que explique los datos y que pueda ser probada por la experimentación.
3. **Planificar y hacer experimentos adicionales para probar la hipótesis.**
4. **Modificar la hipótesis** según sea necesario, de manera que resulte compatible con todos los datos pertinentes.

La confusión se presenta a veces en relación con el significado exacto de las palabras *hipótesis*, *teoría* y *ley*. Una **hipótesis** es una explicación tentativa de ciertos hechos que proporciona una base para la experimentación. Una hipótesis bien establecida a menudo se llama **teoría** o modelo. Por lo tanto, una teoría es una explicación de los principios generales de ciertos fenómenos con evidencias o hechos que la apoyan considerablemente. Las hipótesis y teorías explican los fenómenos naturales, mientras que las **leyes científicas** son enunciados sencillos de los fenómenos naturales de los cuales no hay excepciones conocidas bajo las condiciones dadas.

Estos cuatro pasos son a grandes rasgos el procedimiento general que se sigue en la mayoría de los trabajos científicos, pero no son una "receta" para hacer química o cualquier otra ciencia (**figura 1.2**). Sin embargo, la química es una ciencia experimental y gran parte de su progreso se ha debido a la aplicación del método científico mediante la investigación sistemática.

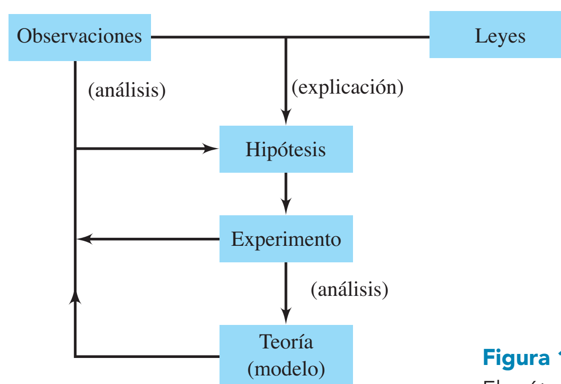


Figura 1.2
El método científico.

Estudiamos muchas teorías y leyes de la química; esto hace que nuestra tarea como estudiantes sea más fácil porque las teorías y leyes resumen aspectos importantes de las ciencias. Ciertas teorías y modelos presentados por grandes científicos en el pasado ya se han alterado y modificado sustancialmente. Estos cambios no significan que los descubrimientos del pasado sean menos significativos. La modificación de las teorías y modelos existentes a la luz de nueva evidencia experimental es esencial para el crecimiento y la evolución de los conocimientos científicos. La ciencia es dinámica.

1.3 LA NATURALEZA DE PARTÍCULAS DE LA MATERIA

OBJETIVO DE APRENDIZAJE

Describir las características de la materia, incluyendo los estados de la materia.

TÉRMINOS CLAVE
materia
sólido
amorfo
líquido
gas

El universo se compone de materia y energía. Todos los días estamos en contacto con un sinnúmero de tipos de materia. El aire, los alimentos, el agua, las rocas, el suelo, el vidrio y este libro son todos diferentes tipos de materia. En términos generales, la **materia** es *cualquier cosa* que tiene masa y ocupa espacio.

La materia puede ser completamente invisible. Por ejemplo, si un tubo de ensayo aparentemente vacío se sumerge boca abajo en un vaso de precipitados con agua, ésta se eleva sólo ligeramente en el tubo. El agua no puede seguir subiendo porque el tubo está lleno de materia invisible: el aire (vea la **figura 1.3**).

Para el ojo macroscópico, la materia parece ser continua e ininterrumpida. Estamos impresionados por la gran diversidad de la materia. Dadas sus múltiples formas, es difícil creer que en un nivel microscópico toda la materia está compuesta de discretas y diminutas partículas fundamentales, llamadas átomos (**figura 1.4**). Es realmente sorprendente comprender que las partículas fundamentales en el helado son muy similares a las partículas en el aire que respiramos. La materia en realidad es discontinua y está compuesta de partículas discretas, diminutas, llamadas *átomos*.



Figura 1.3
Un tubo de ensayo aparentemente vacío está sumergido boca abajo en el agua. Sólo una pequeña cantidad de agua se eleva en el tubo, que en realidad está lleno de materia invisible: el aire.

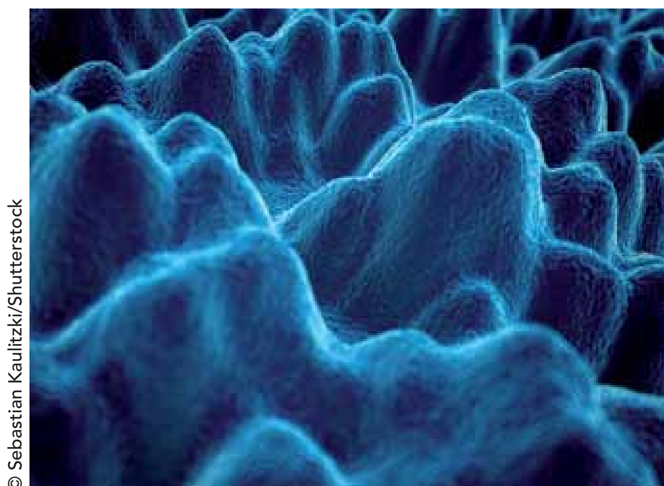


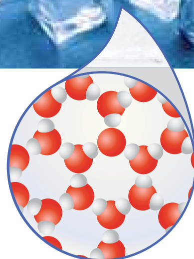
Figura 1.4
Átomos de silicio sobre un chip del mismo material producen esta imagen usando un microscopio de efecto túnel.

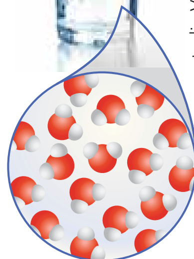
Figura 1.5
Los tres estados de la materia. (a) Sólido: las moléculas de agua se mantienen unidas de forma rígida y están muy cerca una de otra. (b) Líquido: las moléculas de agua están muy juntas, pero son libres de moverse y se deslizan unas sobre otras. (c) Gas: las moléculas de agua están muy separadas y se mueven libremente y al azar.

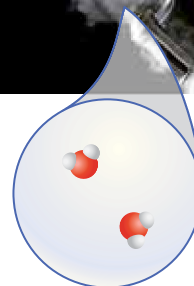

Suslik 1983/© Shutterstock


studio Vin/© Shutterstock

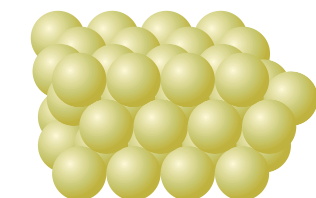

CAN BACIOGLU/© Shutterstock

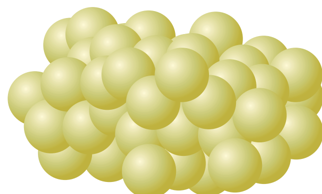

(a) Sólido (hielo)


(b) Líquido (agua)


(c) Gas (vapor)

Estados físicos de la materia


Sólido cristalino


Sólido amorfo

La materia existe en tres estados físicos: sólido, líquido y gas (vea la **figura 1.5**). Un sólido tiene una forma definida y volumen, con partículas que se adhieren rígidamente una a la otra. La forma de un sólido puede ser independiente del recipiente que lo contiene. En la figura 1.5a vemos agua en su forma sólida. Otro ejemplo, un cristal de azufre tiene la misma forma y volumen si se coloca en un vaso de precipitados o simplemente se coloca sobre una placa de vidrio.

Los sólidos más comunes, como la sal, el azúcar, el cuarzo y los metales, son *cristalinos*. Las partículas que forman los materiales cristalinos existen en patrones geométricos regulares, repetidos, tridimensionales (vea la **figura 1.6**). Algunos sólidos, como los plásticos, el vidrio y los geles no tienen ningún patrón geométrico regular interno. A estos sólidos se les denomina **amorfos**. (*Amorfo* significa "sin figura o forma".)

Un **líquido** tiene un volumen definido pero no una forma definida, con partículas que se adhieren con firmeza pero sin rigidez. Aunque las partículas se mantienen unidas por fuertes fuerzas de atracción y están en estrecho contacto una con la otra, son capaces de moverse libremente. La movilidad de las partículas da una fluidez líquida y hace que tome la forma del recipiente en el que se almacena. Observe cómo se ve el agua como un líquido en la figura 1.5b.

Un **gas** tiene volumen y forma indefinidos, con partículas que se mueven independientemente una de otra. Las partículas en el estado gaseoso han ganado suficiente energía para superar las fuerzas de atracción que las mantienen juntas como líquidos o sólidos. Un gas presiona continuamente en todas las direcciones sobre las paredes de cualquier recipiente. Debido a esta cualidad, un gas llena completamente un recipiente. Las partículas de un gas están relativamente separadas comparadas con las de los sólidos y los líquidos. El volumen real de las partículas de gas es muy pequeño comparado con el volumen del espacio ocupado por el gas. Observe el gran espacio entre las moléculas de agua en la figura 1.5c en comparación con hielo y agua líquida. Un gas, por tanto, puede ser comprimido en un volumen muy pequeño o se expande casi indefinidamente. Los líquidos no se pueden comprimir en gran medida, y los sólidos son incluso menos compresibles que los líquidos.

Si un frasco de disolución de amoniaco se abre en una esquina del laboratorio, pronto se puede detectar su olor característico en todas partes de la habitación. El gas de amoniaco que escapa de la disolución demuestra que las partículas gaseosas se mueven libre y rápidamente y tienden a impregnar toda la zona en la que son liberadas.


© TADDEUS/Shutterstock

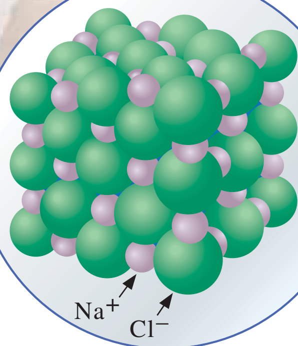


Figura 1.6
Cristal grande de sal de mesa. Un cristal de sal de mesa se compone de un arreglo tridimensional de partículas.

Aunque la materia es discontinua, existen fuerzas de atracción que mantienen las partículas unidas entre sí y le dan su apariencia de continuidad. Estas fuerzas de atracción son más fuertes en los sólidos, dándoles rigidez; son más débiles en los líquidos, pero aún lo suficientemente fuertes como para mantenerlos a volúmenes definidos. En los gases, las fuerzas de atracción son tan débiles que las partículas de un gas son prácticamente independientes una de otra. La **tabla 1.1** lista los materiales comunes que existen en forma de sólidos, líquidos y gases. La **tabla 1.2** compara las propiedades de los sólidos, líquidos y gases.

TABLA 1.1 Materiales comunes en estado sólido, líquido y gaseoso de la materia

Sólidos	Líquidos	Gases
Aluminio	Alcohol	Acetileno
Cobre	Aceite	Aire
Oro	Sangre	Butano
Polietileno	Gasolina	Dióxido de carbono
Sal	Miel	Cloro
Arena	Mercurio	Helio
Acero	Aceite	Metano
Azufre	Vinagre	Oxígeno
Sal	Agua	

TABLA 1.2 Propiedades físicas de los sólidos, líquidos y gases

Estado	Forma	Volumen	Partículas	Compresibilidad
Sólido	Definida	Definido	Enlazadas rígidamente; empacadas estrechamente	Muy baja
Líquido	Indefinida	Definido	Móviles; adheridas	Baja
Gas	Indefinida	Indefinido	Independientes una de la otra y relativamente separadas	Alta

1.4 CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA

Distinguir entre una sustancia pura, una mezcla homogénea y una mezcla heterogénea.

OBJETIVO DE APRENDIZAJE

TÉRMINOS CLAVE
sustancia
homogénea
heterogénea
fase
sistema
mezcla

El término *materia* se refiere a todos los materiales que componen el universo. Existen miles de tipos de materia distintos. Una **sustancia** es un tipo particular de materia con una composición fija definida. A veces conocidas como *sustancias puras*, las sustancias son elementos o compuestos. Ejemplos conocidos de elementos son el cobre, el oro y el oxígeno. Compuestos comunes son la sal, el azúcar y el agua. Estudiaremos los elementos y compuestos con más detalle en el capítulo 3.

Podemos clasificar una muestra de materia como *homogénea* o *heterogénea* examinándola. La materia **homogénea** es uniforme en apariencia y tiene las mismas propiedades en todas partes. La materia que consiste de dos o más fases distintas físicamente es **heterogénea**. Una **fase** es una parte homogénea de un sistema separada de otras partes por límites físicos. Un **sistema** es de manera sencilla el cuerpo de la materia bajo consideración. Siempre que tengamos un sistema en el que existen límites visibles entre las partes o componentes, este sistema tiene más de una fase y es heterogéneo. No importa si estos componentes están en los estados sólidos, líquidos o gaseosos.

Una sustancia pura puede existir como diferentes fases en un sistema heterogéneo. Por ejemplo, el hielo flotando en el agua, es un sistema de dos fases formado por agua sólida y agua líquida. El agua en cada fase es homogénea en composición, pero debido a que están presentes dos fases, el sistema es heterogéneo.

Una **mezcla** es un material que contiene dos o más sustancias y puede ser heterogéneo u homogéneo. Las mezclas son variables en composición. Si añadimos una cucharada de azúcar a un vaso de agua, se forma inmediatamente una mezcla heterogénea. Las dos fases son un sólido (azúcar) y un líquido (agua). Pero después de agitarla, el azúcar se disuelve para formar una mezcla homogénea o disolución. Ambas sustancias todavía están presentes: todas las partes de la disolución son dulces



Este Buda reclinado en el Gran Palacio de Bangkok, Tailandia, está hecho de oro.

CAPÍTULO **3**

ELEMENTOS Y COMPUESTOS

En el capítulo 1 aprendimos que la materia puede ser dividida en las categorías generales de sustancias puras y mezclas. Aprendimos también que las sustancias puras son elementos o compuestos. Los elementos químicos son muy importantes para nosotros en nuestra vida diaria. En pequeñas cantidades desempeñan una función importante en nuestra salud y el metabolismo. Los elementos metálicos se utilizan para recubrir aviones, edificios y esculturas. En este capítulo se explora la naturaleza de los elementos químicos y aprenderemos cómo se clasifican.

RESUMEN DEL CAPÍTULO

3.1 ELEMENTOS

OBJETIVO DE APRENDIZAJE

Definir un elemento y escribir el símbolo químico de un elemento cuando se proporciona el nombre.

TÉRMINOS CLAVE

elemento
átomo
símbolos

Consulte la tabla periódica al final del libro.

Todas las palabras en español se forman a partir de un alfabeto que consta de sólo 28 letras. Todas las sustancias conocidas en la Tierra —y muy probablemente en el universo— también se forman a partir de una especie de "alfabeto químico" que consta de más de 100 elementos conocidos. Un **elemento** es una sustancia fundamental o elemental que no puede ser degradada por medios químicos en sustancias más simples. Los elementos son los componentes fundamentales de todas las sustancias. Los elementos están numerados en orden de complejidad creciente que comienza con hidrógeno, el número 1. De los primeros 92 elementos, 88 se sabe que se encuentran en la naturaleza. Los otros cuatro —tecnecio (43), prometio (61), astatino (85) y francio (87)— o bien no existen en la naturaleza o tienen sólo existencias transitorias durante la desintegración radiactiva. Con excepción del elemento número 94, el plutonio, los elementos más allá del número 92 no se sabe que se produzcan naturalmente, pero se han sintetizado, por lo general en cantidades muy pequeñas, en los laboratorios. Se ha informado del descubrimiento de cantidades traza del elemento 94 (plutonio) en la naturaleza. No hay elementos que no sean los de la Tierra que se hayan detectado en otros cuerpos en el universo.

La mayoría de las sustancias se pueden descomponer en dos o más sustancias más simples. El agua puede ser descompuesta en hidrógeno y oxígeno. El azúcar puede ser descompuesta en carbono, hidrógeno y oxígeno. La sal de mesa es fácilmente descompuesta en sodio y cloro. Sin embargo, un elemento no se puede descomponer en sustancias más simples por cambios químicos ordinarios.

Si pudiéramos tomar un pedazo pequeño de un elemento, por ejemplo el cobre, y lo dividiéramos y subdividiéramos en partículas cada vez más pequeñas, finalmente llegaríamos a una sola unidad de cobre que ya no podríamos dividir y seguir teniendo cobre (vea la **figura 3.1**). A esta partícula más pequeña de un elemento que puede existir se le llama **átomo**, que es también la unidad más pequeña de un elemento que puede entrar en una reacción química. Los átomos están formados por partículas subatómicas aún más pequeñas. Sin embargo, estas partículas subatómicas (descritas en el capítulo 5) no tienen las propiedades de los elementos.

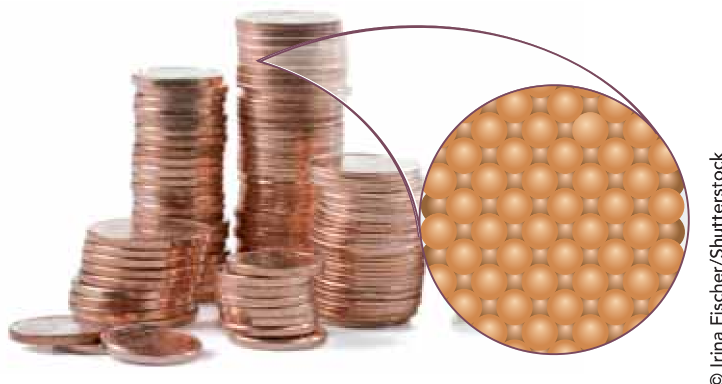
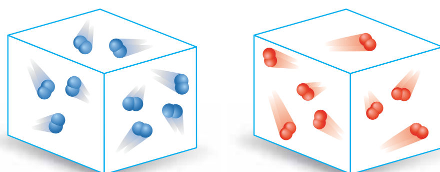


Figura 3.1
La superficie de un centavo se compone de diminutos átomos de cobre idénticos unidos estrechamente.

Estado natural de los elementos

La mayoría de las sustancias que nos rodean son mezclas o compuestos. Los elementos tienden a ser reactivos y se combinan con otros elementos para formar compuestos. En la naturaleza es raro encontrar elementos en estado puro; sin embargo, hay algunas excepciones. El oro, por ejemplo, se puede encontrar en forma de pepitas. La plata y el platino también se pueden encontrar en la naturaleza en forma pura. De hecho, estos metales son a veces llamados *metales nobles,* debido a que tienen una baja reactividad. También los gases nobles no son reactivos y se pueden encontrar en la naturaleza sin combinar. El gas helio, por ejemplo, consta de pequeños átomos de helio que se mueven independientemente.



Los gases nitrógeno y oxígeno están compuestos de moléculas (N_2) y (O_2).



El oro es uno de los pocos elementos que se encuentran en la naturaleza en un estado no combinado.



© artjazz/Shutterstock

El helio hace que estos globos floten en el aire.

El aire también se puede dividir en sus gases componentes. Se compone principalmente de nitrógeno y oxígeno. Pero cuando "miramos dentro" de estos gases, encontramos pequeñas moléculas (N_2 y O_2) en lugar de átomos independientes, como se observa en los gases nobles.

Distribución de los elementos

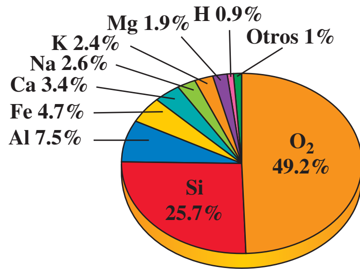
En la actualidad se conocen 118 elementos y sólo 88 de ellos se encuentran de forma natural. A temperatura ambiente normal sólo dos de los elementos, el bromo y el mercurio, son líquidos (vea la **figura 3.2a**). Once elementos: hidrógeno, nitrógeno, oxígeno, flúor, cloro, helio, neón, argón, criptón, xenón y radón, son gases (vea la **figura 3.2b**). Los elementos se distribuyen de manera desigual en la naturaleza.

Diez elementos constituyen aproximadamente 99% de la masa de la corteza, agua de mar y la atmósfera de la Tierra. La distribución de los elementos se enlista por orden de abundancia en la **tabla 3.1**.

El oxígeno, el más abundante de estos elementos, representa aproximadamente 20% de la atmósfera y se encuentra en prácticamente todas las rocas, arena, y el suelo. En estos lugares el oxígeno no está presente como moléculas de O_2, sino como parte de compuestos que normalmente contienen átomos de silicio y de aluminio. Los porcentajes en masa dados en la tabla 3.1 incluyen la corteza

TABLA 3.1 Porcentaje en masa de los elementos más abundantes en la corteza, los océanos y la atmósfera de la Tierra

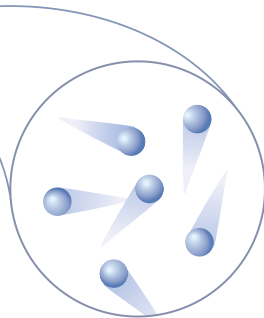
Elemento	Por ciento en masa	Elemento	Por ciento en masa
Oxígeno	49.2	Titanio	0.6
Silicio	25.7	Cloro	0.19
Aluminio	7.5	Fósforo	0.11
Hierro	4.7	Manganeso	0.09
Calcio	3.4	Carbono	0.08
Sodio	2.6	Azufre	0.06
Potasio	2.4	Bario	0.04
Magnesio	1.9	Nitrógeno	0.03
Hidrógeno	0.9	Flúor	0.03
		Todos los demás elementos	0.49





© Brandon Bourdages/Shutterstock

(b) El neón crea la luz en estos anuncios.





© jeffy 11390/Shutterstock

(a) A veces el mercurio se utiliza en los termómetros.

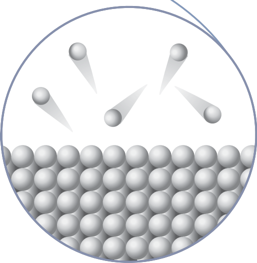


Figura 3.2
Ejemplos de un elemento líquido y un elemento gaseoso.

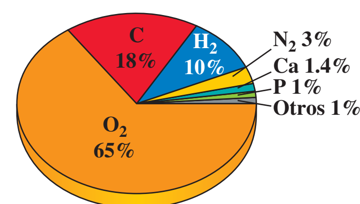
de la Tierra a una profundidad de 10 millas, los océanos, el agua dulce y la atmósfera; no incluye el manto y el núcleo de la Tierra, que se componen principalmente de níquel y hierro.

La lista de elementos que se encuentran en la materia viva es muy diferente a los de la corteza, los océanos y la atmósfera de la Tierra. Los principales elementos en los organismos vivos se muestran en la **tabla 3.2**.

Las principales moléculas biológicamente importantes se forman principalmente a partir de oxígeno, carbono, hidrógeno y nitrógeno. Algunos elementos que se encuentran en el cuerpo son cruciales para la vida, aunque están presentes en cantidades muy pequeñas (elementos traza). Algunos de estos elementos traza incluyen cromo, cobre, flúor, yodo y selenio.

TABLA 3.2 Porcentaje en masa de los elementos en el cuerpo humano

Elemento	Por ciento en masa
Oxígeno	65
Carbono	18
Hidrógeno	10
Nitrógeno	3
Calcio	1.4
Fósforo	1
Magnesio	0.5
Potasio	0.34
Azufre	0.26
Sodio	0.14



Nombres de los elementos

Los nombres de los elementos provienen de diversas fuentes. Muchos se derivan de palabras en griego, latín o alemán que describen algunas propiedades del elemento. Por ejemplo, el yodo se ha tomado de la palabra griega *iodes*, significando "como violeta", y ciertamente el yodo es violeta en estado de vapor. El nombre del metal bismuto se origina de las palabras alemanas *weisse masse*, que significa "masa blanca". Los mineros lo llamaron *wismat*, más tarde fue cambiado a *bismat* y finalmente a bismuto. Algunos elementos se nombran así por la ubicación de su descubrimiento —por ejemplo, el germanio, descubierto en 1886 por un químico alemán. Otros llevan el nombre en conmemoración de los científicos famosos, como einsteinio y curio, llamados así por Albert Einstein y Marie Curie, respectivamente.

Símbolos de los elementos

Todos reconocemos Sr., N.Y. y Av. como abreviaturas de señor, Nueva York y de avenida, respectivamente. De una manera similar, cada elemento también tiene una abreviatura; éstas se denominan **símbolos** de los elementos. Catorce elementos tienen una sola letra como su símbolo y el resto con dos letras. Un símbolo representa el elemento en sí, para un átomo del elemento, y (como veremos más adelante) para una determinada cantidad del elemento.

REGLAS PARA LOS SÍMBOLOS DE LOS ELEMENTOS

1. Los símbolos tienen una o dos letras.
2. Si se utiliza una letra, ésta se escribe con mayúscula.
3. Si se usan dos letras, sólo la primera es mayúscula.

Ejemplos: Yodo I Bario Ba

Los símbolos y los nombres de todos los elementos se dan en la tabla al final de este libro. En la **tabla 3.3** se listan los elementos más comúnmente utilizados y sus símbolos. Revise la tabla 3.3

TABLA 3.3 Símbolos de los elementos más comunes

Elemento	Símbolo	Elemento	Símbolo	Elemento	Símbolo
Aluminio	Al	Oro	Au	Platino	Pt
Antimonio	Sb	Helio	He	Plutonio	Pu
Argón	Ar	Hidrógeno	H	Potasio	K
Arsénico	As	Yodo	I	Radio	Ra
Bario	Ba	Hierro	Fe	Silicio	Si
Bismuto	Bi	Plomo	Pb	Plata	Ag
Boro	B	Litio	Li	Sodio	Na
Bromo	Br	Magnesio	Mg	Estroncio	Sr
Cadmio	Cd	Manganeso	Mn	Azufre	S
Calcio	Ca	Mercurio	Hg	Estaño	Sn
Carbono	C	Neón	Ne	Titanio	Ti
Cloro	Cl	Níquel	Ni	Tungsteno	W
Cromo	Cr	Nitrógeno	N	Uranio	U
Cobalto	Co	Oxígeno	O	Xenón	Xe
Cobre	Cu	Paladio	Pd	Zinc	Zn
Flúor	F	Fósforo	P		



El aluminio se utiliza en latas reciclables.


© R.M. Nunes/Shutterstock

Trozos de azufre se transportan en cestas de una mina en el Este de Java.

TABLA 3.4 Símbolos de los elementos derivados de sus nombres de origen*

Nombre actual	Símbolo	Nombre de origen
Antimonio	Sb	Stibium
Cobre	Cu	Cuprum
Oro	Au	Aurum
Hierro	Fe	Ferrum
Plomo	Pb	Plumbum
Mercurio	Hg	Hydrargyrum
Potasio	K	Kalium
Plata	Ag	Argentum
Sodio	Na	Natrium
Estaño	Sn	Stannum
Tungsteno	W	Wolfram

*Estos símbolos se usan en la actualidad, aunque no corresponden al nombre actual del elemento.

cuidadosamente y se dará cuenta que la mayoría de los símbolos empiezan con la misma letra que el nombre del elemento que representan. Sin embargo, una serie de símbolos parece no tener relación con los nombres de los elementos que representan (vea la tabla 3.4). Estos símbolos han sido tomados de los nombres originales (por lo general en latín) de los elementos y están tan firmemente implantados en la literatura que actualmente continúan usándose.

Debe tenerse especial cuidado en la escritura de símbolos. Sólo la primera letra es mayúscula y si es necesario se usa una segunda letra minúscula. Esto es importante; por ejemplo, considere Co, el símbolo para el elemento cobalto. Si usted escribe CO (C y O mayúsculas), se han escrito los dos elementos, carbono y oxígeno (la *fórmula* para el monóxido de carbono), *no* el elemento cobalto. Además, asegúrese de que escribe las letras claramente, de lo contrario, Co (para cobalto) puede interpretarse erróneamente como Ca (para calcio).

El conocimiento de los símbolos es esencial para la escritura de fórmulas químicas y ecuaciones, y se necesitará en el resto de este libro y en cualquiera de los cursos futuros de química que pueda

>QUÍMICA *EN ACCIÓN*

Nomenclatura de los elementos

¿Se ha preguntado de dónde vinieron los nombres de los elementos? Algunos de los elementos fueron nombrados en honor a científicos famosos o donde se descubrieron por primera vez y otros por sus características. Algunos de los símbolos elementales se refieren a los nombres antiguos y rara vez se utilizan para los elementos.

Elementos con nombres de lugares:

- Americio (Am): creado por primera vez en América.
- Berkelio (Bk): creado por primera vez en Berkeley, California.
- Francio (Fr): descubierto en el Instituto Curie en Francia.
- Escandio (Sc): descubierto y extraído en Escandinavia.

Elementos con nombres de planetas y el Sol:

- Helio (He): nombrado por el Sol (helios), porque se trató del primer lugar en donde se detectara el helio.
- Uranio (U): nombrado por Urano, descubierto poco antes del uranio.
- Plutonio (Pu): nombrado por el ex planeta Plutón.

Elementos con nombres de personajes mitológicos:

- Torio (Th): nombrado en honor a Thor, el dios escandinavo de la guerra. El torio se utiliza como combustible para armas nucleares.
- Titanio (Ti): nombrado en honor a los titanes, superhombres de la mitología griega. El titanio es un súperelemento, ya que es muy resistente al ácido.
- Vanadio (V): nombrado en honor de la diosa escandinava de la belleza, Vandis, porque los compuestos de vanadio forman colores hermosos.
- Tantalio (Ta) y Niobio (Nb): nombrados en honor del rey de la mitología griega, Tántalo, y su hija, la princesa Niobe. Al igual que el rey y su hija, el tantalio y el niobio a menudo se encuentran juntos.

Elementos nombrados por sus propiedades:

- Cloro (Cl): del griego *chloros*, que significa "verde". El cloro es un gas amarillo-verdoso.
- Yodo (I): del griego *iodos*, que significa "violeta".
- Argón (Ar): del griego *argos*, que significa "perezoso". El argón es un gas extremadamente no reactivo, por lo que se pensó que es demasiado perezoso para reaccionar.
- Cobalto (Co): del griego *kobold*, que significa "duende" o "espíritu del mal". Los mineros de cobalto a menudo morían de forma inesperada, probablemente debido a la ingestión de arsénico encontrado con el mineral de cobalto en las minas alemanas.

tomar. Una manera de aprender los símbolos es practicando unos cuantos minutos al día con tarjetas de memoria de los nombres y los símbolos durante varios días. Inicialmente es un buen plan para aprender los símbolos de los elementos más comunes mostrados en la tabla 3.3.

EJEMPLO 3.1

Escriba los nombres y símbolos de los elementos que tienen sólo una letra como su símbolo. (Utilice la tabla periódica que se encuentra al final de su texto.)

SOLUCIÓN

Boro, B; Carbono, C; Flúor, F; Hidrógeno, H; Yodo, I; Nitrógeno, N; Oxígeno, O; Fósforo, P; Potasio, K; Azufre, S; Uranio, U; Vanadio, V; Tungsteno, W; Itrio, Y.

PRÁCTICA 3.1

Escriba el nombre, el símbolo y la ubicación en la columna vertical (grupos) para los elementos cuyos símbolos comienzan con la letra C. [Use la tabla periódica al final de su texto. (1A, 2A, etc.)]

3.2 INTRODUCCIÓN A LA TABLA PERIÓDICA

Explicar la disposición de los elementos en la tabla periódica y clasificar los elementos como metal, no metal o metaloide.

OBJETIVO DE APRENDIZAJE

TÉRMINOS CLAVE

grupos
gases nobles
metales alcalinos
metales alcalinotérreos
halógenos
elementos representativos
elementos de transición
metales
no metales
metaloides
moléculas diatómicas

Casi todos los salones de clase de química tienen un cartel llamado *tabla periódica* que cuelga en la pared. Muestra todos los elementos químicos y contiene gran cantidad de información útil acerca de ellos. Al continuar nuestro estudio de la química, aprenderemos mucho más acerca de la tabla periódica. Por ahora comenzaremos con lo básico.

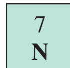
En la **tabla 3.5** se muestra una versión sencilla de la tabla periódica. Observe que dentro de cada cuadro está el símbolo para el elemento y, sobre él, un número, denominado *número atómico*. Por ejemplo, el nitrógeno es  y el oro es ..

TABLA 3.5 La tabla periódica

Metales / Metaloides / No metales

																	Gases nobles
1 H																	2 He
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	57 La*	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	89 Ac†	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Uut	114 Fl	115 Uup	116 Lv	117 Uus	118 Uuo
			*	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
			†	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

1A H 2A 3A 4A 5A 6A 7A 8A
Metales alcalinos
Metales alcalinotérreos
Metales de transición
Halógenos
Gases nobles

Figura 3.3
Algunos grupos de elementos tienen nombres especiales.

Gases nobles

2 **He**
10 **Ne**
18 **Ar**
36 **Kr**
54 **Xe**
86 **Rn**

Los elementos se colocan en la tabla conforme aumenta el número atómico en una disposición particular diseñada por Dimitri Mendeleiev en 1869. Su arreglo organiza los elementos con propiedades químicas similares en las columnas llamadas familias o **grupos**. Un ejemplo de esto es la columna en el margen.

Estos elementos son todos gases y no reactivos. El grupo se llama de los **gases nobles**. Otros grupos con nombres especiales son los **metales alcalinos** (grupo 1A en la tabla), **metales alcalinotérreos** (grupo 2A), y halógenos (grupo 7A).

Las columnas más altas de la tabla periódica (1A-7A y los gases nobles) se conocen como **elementos representativos**. Los elementos en la sección central de la tabla periódica se denominan **elementos de transición**. La **figura 3.3** muestra estos grupos en una tabla periódica.

Metales, no metales y metaloides

Los elementos pueden ser clasificados como metales, no metales y metaloides. La mayoría de los elementos son metales. Estamos familiarizados con ellos debido a su uso generalizado en las herramientas, materiales de construcción, automóviles, etc. Los no metales son igualmente útiles en nuestra vida cotidiana como componentes principales de la ropa, los alimentos, el combustible, el vidrio, el plástico y la madera. Los metaloides se utilizan a menudo en la industria de la electrónica.

Los **metales** son sólidos a temperatura ambiente (el mercurio es una excepción). Tienen alto brillo, son buenos conductores del calor y la electricidad, son *maleables* (se pueden enrollar o ser martillados para formar láminas) y son *dúctiles* (se pueden estirar para formar alambres). La mayoría de los metales tienen un punto de fusión alto y una alta densidad. Los metales conocidos son: aluminio, cromo, cobre, oro, hierro, plomo, magnesio, mercurio, níquel, platino, plata, estaño y zinc. Los metales menos conocidos pero todavía importantes son el calcio, cobalto, potasio, sodio, uranio y el titanio.

Los metales tienen poca tendencia a combinarse entre sí para formar compuestos. Sin embargo, muchos metales se combinan fácilmente con los elementos no metálicos como el cloro, el oxígeno y el azufre, para formar compuestos como los cloruros, óxidos y sulfuros metálicos. En la naturaleza los minerales están compuestos de los metales más reactivos combinados con otros elementos. Algunos de los metales menos reactivos, como el cobre, el oro y la plata, se encuentran a veces nativos o en estado libre. Los metales se mezclan a menudo uno con otro para formar mezclas homogéneas de sólidos llamadas aleaciones. Algunos ejemplos son el latón, bronce, acero y metales de acuñación.

Los **no metales**, a diferencia de los metales, no son brillantes, tienen puntos de fusión y densidades relativamente bajos, y son generalmente pobres conductores del calor y la electricidad. El carbono, fósforo, azufre, selenio y yodo son sólidos; el bromo es un líquido, y el resto de los elementos no metálicos son gases. En la naturaleza los no metales comunes que se encuentran sin combinar son el carbono (grafito y diamante), nitrógeno, oxígeno, azufre y los gases nobles (helio, neón, argón, kriptón, xenón y radón).

Los no metales se combinan entre sí para formar compuestos moleculares, como el dióxido de carbono (CO_2), el metano (CH_4), el butano (C_4H_{10}) y el dióxido de azufre (SO_2). El flúor, el no metal más reactivo, se combina fácilmente con casi todos los demás elementos.

Varios elementos (boro, silicio, germanio, arsénico, antimonio, telurio y polonio) se clasifican como **metaloides** y tienen propiedades que son intermedias entre las de los metales y las de los no metales. La posición intermedia de estos elementos se muestra en la tabla 3.5. Ciertos metaloides, como el boro, silicio y germanio, son las materias primas para los dispositivos semiconductores que hacen que la industria de la electrónica sea posible.

Estos diminutos chips que contienen silicio, un metaloide, están pegados para formar un microprocesador muchas veces más potente que los chips actuales.

EJEMPLO 3.2

¿Cuáles de los siguientes elementos no son metales?

Na, Mo, Cl, S, Mg, Pt, Kr, I, C, Cu

SOLUCIÓN

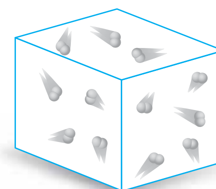
Los no metales se encuentran generalmente en la parte derecha de la tabla periódica: Cl, S, Kr, I y C.

PRÁCTICA 3.2

Escriba los símbolos químicos de
(a) cinco elementos que son metales.
(b) dos elementos que son líquidos a temperatura ambiente normal.
(c) cinco elementos que son gases (gases no nobles) a temperatura ambiente normal.

Elementos diatómicos

Las moléculas diatómicas sólo contienen exactamente dos átomos (iguales o diferentes). Siete elementos en su estado no combinado son **moléculas diatómicas**. Sus símbolos, fórmulas y breves descripciones aparecen en la **tabla 3.6**. Ya sea que se encuentren libres en la naturaleza o preparadas en el laboratorio, las moléculas de estos elementos siempre contienen dos átomos. Por lo tanto, las fórmulas de los elementos libres siempre se escriben para mostrar esta composición molecular: H_2, N_2, O_2, F_2, Cl_2, Br_2 y I_2.



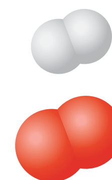
Contenedor de moléculas de hidrógeno.

TABLA 3.6 Elementos que existen como moléculas diatómicas

Elemento	Símbolo	Fórmula molecular	Estado normal
Hidrógeno	H	H_2	Gas incoloro
Nitrógeno	N	N_2	Gas incoloro
Oxígeno	O	O_2	Gas incoloro
Flúor	F	F_2	Gas amarillo pálido
Cloro	Cl	Cl_2	Gas amarillo-verdoso
Bromo	Br	Br_2	Líquido café-rojizo
Yodo	I	I_2	Sólido negro-violáceo

Es importante observar que los símbolos designan indistintamente un átomo o una molécula de un elemento. Considere la posibilidad del hidrógeno y oxígeno. El gas hidrógeno está presente en los gases volcánicos y se puede preparar por muchas reacciones químicas. Independientemente de su origen, todas las muestras de gas hidrógeno libre se componen de moléculas diatómicas.

El hidrógeno libre se designa por la fórmula H_2, que expresa también su composición. El oxígeno libre constituye alrededor de 20% en volumen del aire que respiramos. Este oxígeno libre es constantemente repuesto por la fotosíntesis; también se puede preparar en el laboratorio por varias reacciones. La mayoría del oxígeno libre es diatómico y es designado por la fórmula O_2. Ahora considere el agua, un compuesto designado por la fórmula H_2O (en ocasiones HOH). El agua no contiene ni hidrógeno libre (H_2), ni oxígeno libre (O_2). La parte H_2 de la fórmula H_2O simplemente indica que dos átomos de hidrógeno se combinan con un átomo de oxígeno para formar agua.



Moléculas de H_2 (gris) y de O_2 (rojo)

Los símbolos se utilizan para designar elementos, muestran la composición de las moléculas de éstos y proporcionan la composición elemental de los compuestos.

La **figura 3.4** resume la clasificación de los elementos.

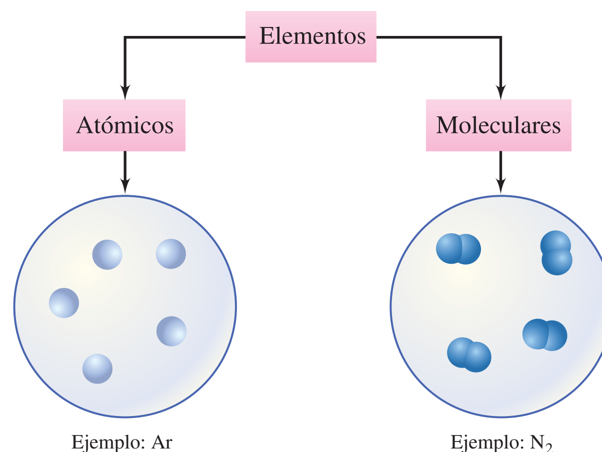


Figura 3.4
Los elementos se dividen en dos grandes categorías.

>QUÍMICA EN ACCIÓN

El oxígeno atómico: ¿amigo o enemigo?

Cuando los científicos de la NASA comenzaron a colocar naves espaciales en órbita, descubrieron que la nave estaba siendo corroída por el entorno superior de la atmósfera. El culpable fue el oxígeno atómico, formado por la interacción de la radiación ultravioleta con el gas oxígeno u O_2. Los investigadores que utilizan el oxígeno atómico para probar la durabilidad de los revestimientos de los satélites han encontrado que el oxígeno atómico podría eliminar los materiales a base de carbono de la superficie de los objetos sin dañarlos. Además, los ingenieros de la NASA descubrieron que el oxígeno atómico no reaccionaría y dañaría el vidrio compuesto de dióxido de silicio, ya que este silicio ya había reaccionado con el oxígeno y no reaccionaría más. Armados con este conocimiento, comenzaron a cubrir la estación espacial y partes del transbordador con una fina capa de dióxido de silicio para protegerlos de los efectos corrosivos del oxígeno atómico.

De vuelta en el laboratorio, los investigadores de la NASA buscaban nuevas maneras de utilizar el poder del oxígeno atómico. Descubrieron varias aplicaciones útiles.

IMPLANTES QUIRÚRGICOS Para la implantación de objetos extraños en un paciente, un cirujano debe asegurarse que las piezas estén limpias y estériles. Es fácil esterilizar estas partes y matar a todas las bacterias, pero en ocasiones hay restos orgánicos dejados atrás por las bacterias muertas. Este material orgánico puede causar inflamación posoperatoria. El tratamiento de los implantes estériles con oxígeno atómico disuelve a distancia la materia orgánica, lo cual conduce a tiempos de recuperación más exitosos y menos dolorosos.

LIMPIEZA DE ARTE DAÑADO Las obras que han sido dañadas por el hollín se pueden limpiar con el oxígeno atómico. Los átomos de oxígeno reaccionan con el hollín y causan que se vaporice incesantemente. El jefe de conservación del Museo de Arte de Cleveland intentó el tratamiento con oxígeno atómico en dos pinturas dañadas en el incendio de una iglesia. Aunque las pinturas no eran de gran valor (y por lo tanto eran buenos sujetos para el experimento), todos los demás intentos por restaurarlas habían fallado. El oxígeno atómico demostró que hace maravillas, y el hollín y carbón fueron desprendidos para revelar la imagen original. Debido a que el tratamiento es con un gas, las capas subyacentes no fueron dañadas. El tratamiento no funciona en todo y no sustituirá otras técnicas por completo, pero el conservador se impresionó lo suficiente como para continuar trabajando con la NASA en el proceso.



PRÁCTICA 3.3

Identifique el estado físico de cada uno de los siguientes elementos a temperatura ambiente (20°C):

H, Na, Ca, N, S, Fe, Cl, Br, Ne, Hg

Sugerencia: Es posible que necesite usar un recurso (por ejemplo, Internet o un manual de química) para ayudarse.

PRÁCTICA 3.4

Identifique cada uno de los siguientes elementos como un no metal, metal o metaloide:

Na, F, Cr, Mo, Kr, Si, Cu, Sb, I, S

3.3 COMPUESTOS Y FÓRMULAS

OBJETIVO DE APRENDIZAJE Diferenciar entre compuestos moleculares y iónicos y escribir las fórmulas químicas para los compuestos.

TÉRMINOS CLAVE

compuesto
molécula
ion
catión
anión
fórmula química
subíndices
ley natural
ley de composición definida
ley de proporciones múltiples

Un **compuesto** es una sustancia que contiene dos o más elementos distintos combinados químicamente en una relación definida por la masa. Los compuestos, a diferencia de los elementos, se pueden descomponer químicamente en sustancias más simples, es decir, en compuestos y/o elementos más sencillos. Los átomos de los elementos en un compuesto se combinan en proporciones de números enteros, nunca como partes fraccionarias.

Compuestos moleculares y iónicos

Los compuestos se clasifican en dos tipos generales, *moleculares* y *iónicos*. La **figura 3.5** ilustra la clasificación de los compuestos.

Una **molécula** es la unidad individual sin carga más pequeña de un compuesto formada por la unión de dos o más átomos. El agua es un compuesto molecular típico. Si dividimos una gota de agua en partículas cada vez más pequeñas, se obtiene finalmente una sola molécula de agua que consta de dos átomos de hidrógeno unidos a un átomo de oxígeno, como se muestra en la figura 3.6. Esta molécula es la partícula última de agua; no se puede subdividir aún más sin destruirla y originar la formación de hidrógeno y oxígeno.

Un **ion** es un átomo o grupo de átomos con carga positiva o negativa. Un compuesto iónico se mantiene unido por fuerzas de atracción que existen entre los iones de carga positiva y negativa. Un ion con carga positiva se llama **catión**; un ion con carga negativa se denomina **anión**.

El cloruro de sodio es un compuesto iónico típico. Las últimas partículas de cloruro de sodio son iones sodio con carga positiva y iones cloruro con carga negativa, como se muestra en la **figura 3.6**. El cloruro de sodio se mantiene unido en una estructura cristalina por las fuerzas de atracción existentes entre estos iones de carga opuesta. Aunque los compuestos iónicos se componen de grandes agregados de cationes y aniones, sus fórmulas son normalmente representadas por la relación más simple posible de los átomos en el compuesto. Por ejemplo, en el cloruro de sodio la relación es de un ion sodio a un ion cloruro, por lo que la fórmula es NaCl.

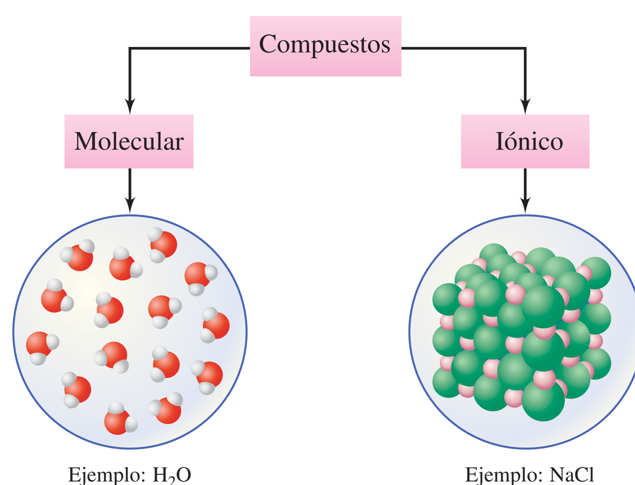


Figura 3.5
Los compuestos se pueden clasificar como moleculares y iónicos. Los compuestos iónicos se mantienen unidos por fuerzas de atracción entre sus cargas positivas y negativas. Los compuestos moleculares se mantienen unidos mediante enlaces covalentes.

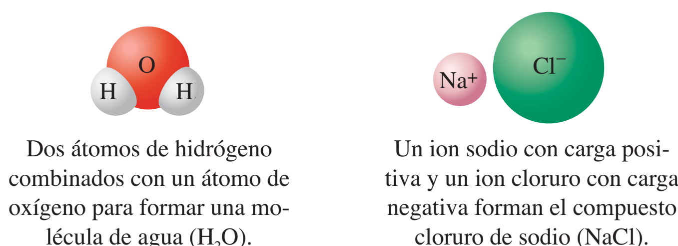


Figura 3.6
Representación de los compuestos moleculares y iónicos (no moleculares).

Hay más de 50 millones de compuestos conocidos registrados, sin un final a la vista del número que se preparará en el futuro. Cada compuesto es único y tiene propiedades características. Consideremos dos compuestos, agua y cloruro de sodio, con cierto detalle. El agua es un líquido incoloro, inodoro e insípido que se puede cambiar a un estado sólido (hielo) a 0ºC y a un gas (vapor) a 100°C. Compuesto por dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno por molécula, el agua es 11.2% de hidrógeno y 88.8% de oxígeno en masa. El agua reacciona químicamente con el sodio para producir gas hidrógeno e hidróxido de sodio, con la cal para producir hidróxido de calcio, y con trióxido de azufre para producir ácido sulfúrico. Cuando el agua se descompone forma moléculas de hidrógeno y oxígeno (vea la **figura 3.7**). Ningún otro compuesto tiene todas estas propiedades físicas y químicas exactas, son características únicas del agua.

El cloruro de sodio es una sustancia cristalina incolora con una relación de un átomo de sodio a un átomo de cloro. Su composición en masa es 39.3% de sodio y 60.7% de cloro. No conduce la electricidad en estado sólido y se disuelve en agua para producir una disolución que conduce la electricidad. Cuando una corriente pasa a través de cloruro de sodio fundido se producen sodio sólido y

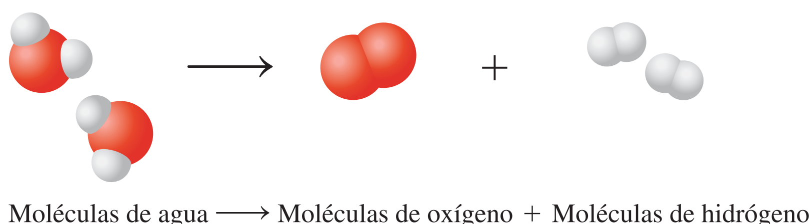


Figura 3.7
Una representación de la descomposición del agua en moléculas de oxígeno y de hidrógeno.

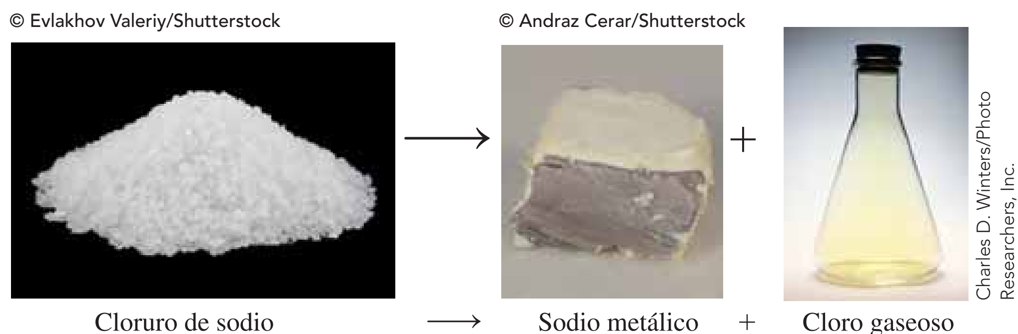


Figura 3.8
Cuando se descompone el cloruro de sodio se forma sodio metálico y cloro gaseoso.

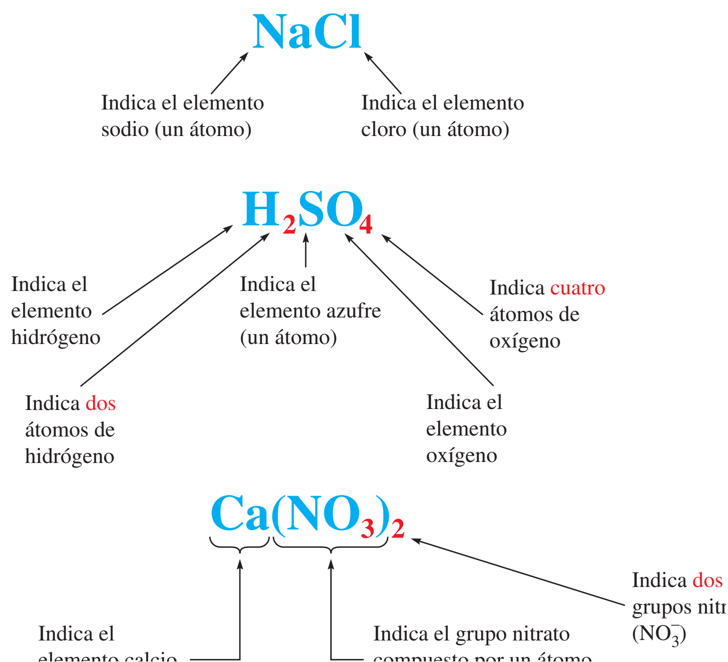
cloro gaseoso (vea la **figura 3.8**). Estas propiedades específicas pertenecen al cloruro de sodio y a ninguna otra sustancia. Por lo tanto, un compuesto puede ser identificado y distinguido de todos los otros compuestos por sus propiedades características. Consideraremos estas propiedades químicas en el capítulo 4.

Escritura de fórmulas de los compuestos

Las fórmulas químicas se usan como abreviaturas para los compuestos. Una **fórmula química** muestra los símbolos y la relación de los átomos de los elementos en un compuesto. El cloruro de sodio contiene un átomo de sodio por un átomo de cloro, su fórmula es NaCl. La fórmula del agua es H_2O, muestra que una molécula de agua contiene dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.

La fórmula de un compuesto indica los elementos que lo forman y el número de átomos de cada elemento que están presentes en una unidad formular. Por ejemplo, una unidad de ácido sulfúrico se compone de dos átomos de hidrógeno, un átomo de azufre y cuatro átomos de oxígeno. Podríamos expresar este compuesto como HHSOOOO, pero esto es engorroso, por lo que en lugar de eso se escribe como H_2SO_4. La fórmula se puede expresar verbalmente como "H-dos-SO-cuatro". Los números que aparecen parcialmente por debajo de la línea a la derecha del símbolo de un elemento

Figura 3.9
Explicación de las fórmulas de NaCl, H_2SO_4 y $Ca(NO_3)_2$.



se llaman **subíndices**. Por lo tanto, el 2 y el 4 de H_2SO_4 son subíndices (vea la **figura 3.9**). Las características de las fórmulas químicas son las siguientes:

1. La fórmula de un compuesto contiene los símbolos de todos los elementos que lo forman.
2. Cuando la fórmula contiene un átomo de un elemento, el símbolo de ese elemento representa un átomo. El número 1 no se usa como un subíndice para indicar un átomo de un elemento.
3. Cuando la fórmula contiene más de un átomo de un elemento, el número de átomos se indica por un subíndice escrito a la derecha del símbolo de ese átomo. Por ejemplo, el 2 de H_2O indica dos átomos de H en la fórmula.
4. Cuando la fórmula contiene más de un grupo de átomos que se encuentra como una unidad, se colocan paréntesis alrededor del grupo y el número de unidades del grupo se indica por un subíndice colocado a la derecha de los paréntesis. Considere el grupo nitrato, NO_3^-. La fórmula para el nitrato de sodio, $NaNO_3$, tiene sólo un grupo nitrato, por lo que no se necesitan paréntesis. El nitrato de calcio, $Ca(NO_3)_2$, tiene dos grupos nitrato, como se indica por el uso de paréntesis y el subíndice 2. El $Ca(NO_3)_2$ tiene un total de nueve átomos: uno de Ca, dos de N y seis átomos de O. La fórmula $Ca(NO_3)_2$ se lee como "CA [pausa] NO-tres tomado dos veces".
5. Las fórmulas escritas como H_2O, H_2SO_4, $Ca(NO_3)_2$ y $C_{12}H_{22}O_{11}$ sólo muestran el número y el tipo de cada átomo contenido en el compuesto, no así la disposición de los átomos en el compuesto o la forma en que están unidos químicamente entre sí.

PRÁCTICA 3.5

¿Cómo leer estas fórmulas en voz alta?

(a) KBr (b) $PbCl_2$ (c) $CaCO_3$ (d) $Mg(OH)_2$

EJEMPLO 3.3

Escriba las fórmulas de los siguientes compuestos; se da la composición atómica.

(a) cloruro de hidrógeno: 1 átomo de hidrógeno + 1 átomo de cloro
(b) metano: 1 átomo de carbono + 4 átomos de hidrógeno
(c) glucosa: 6 átomos de carbono + 12 átomos de hidrógeno + 6 átomos de oxígeno

SOLUCIÓN

(a) En primer lugar escriba los símbolos de los átomos en la fórmula: H Cl.
Dado que la relación de átomos es uno a uno, coloque los símbolos juntos para obtener la fórmula para el cloruro de hidrógeno como HCl.
(b) Escriba los símbolos de los átomos: C H.
Ahora junte los símbolos y coloque un subíndice 4 después del átomo de hidrógeno. La fórmula es CH_4.
(c) Escriba los símbolos de los átomos: C H O.
Ahora escriba la fórmula que reúne los símbolos seguidos de los subíndices correctos de acuerdo con los datos dados (seis C, doce H, seis O). La fórmula es $C_6H_{12}O_6$.

PRÁCTICA 3.6

Escriba las fórmulas para los siguientes compuestos a partir de las composiciones dadas.

(a) bromuro de potasio: 1 átomo de potasio + 1 átomo de bromo
(b) clorato de sodio: 1 átomo de sodio + 1 átomo de cloro + 3 átomos de oxígeno
(c) ácido sulfuroso: 2 átomos de hidrógeno + 1 átomo de azufre + 3 átomos de oxígeno
(d) carbonato de aluminio: 2 átomos de aluminio + 3 iones carbonato

Composición de los compuestos

Un gran número de experimentos realizados durante un largo periodo han establecido el hecho de que un compuesto particular siempre contiene los mismos elementos en las mismas proporciones en masa. Por ejemplo, el agua en masa siempre contiene 11.2% de hidrógeno y 88.8% de oxígeno (vea



El relámpago se produce cuando los electrones se mueven para neutralizar una diferencia de carga entre las nubes y la Tierra.

CAPÍTULO **5**

PRIMERAS TEORÍA Y ESTRUCTURA ATÓMICAS

Las sustancias puras se clasifican como elementos o compuestos, pero ¿qué hace que una sustancia posea sus propiedades únicas? ¿Qué tan pequeño debe ser un trozo de sal para seguir siendo salado? El dióxido de carbono apaga fuegos, es utilizado por las plantas para producir oxígeno y forma hielo seco cuando se solidifica. Pero, ¿cuál es la masa más pequeña de este material que aún se comporta como dióxido de carbono? Las sustancias en su forma más simple pueden ser identificadas en el nivel atómico, iónico o molecular. Además, su división produce una pérdida de propiedades características.

¿Qué partículas se encuentran dentro de un átomo o ion? ¿Qué tan diminutas son estas partículas? ¿Cómo se diferencian? ¿Hasta dónde podemos seguir dividiéndolas? Los alquimistas comenzaron la búsqueda, los primeros químicos sentaron las bases y los químicos modernos continúan construyendo y ampliando los modelos del átomo.

RESUMEN DEL CAPÍTULO

5.1 MODELO ATÓMICO DE DALTON

Describir el modelo atómico de Dalton y compararlo con los primeros conceptos de materia.

OBJETIVO DE APRENDIZAJE

TÉRMINO CLAVE

modelo atómico de Dalton

La estructura de la materia nos ha intrigado y ocupado mucho. Los primeros modelos del átomo fueron desarrollados por los antiguos filósofos griegos. Alrededor del año 440 a.C., Empédocles afirmó que toda la materia estaba compuesta por cuatro "elementos": tierra, aire, agua y fuego. Demócrito (alrededor de 470-370 a.C.) creía que todas las formas de la materia se componen de partículas diminutas, indivisibles, que llamó átomos, derivado de la palabra griega *atomos*, que significa "indivisible". Sostuvo que los átomos estaban en constante movimiento y que se combinan uno con el otro de varias maneras. Esta hipótesis no se basa en observaciones científicas. Poco después, Aristóteles (384-322 a.C.) se opuso a la teoría de Demócrito y en su lugar hizo suya y avanzó en la teoría de Empédocles. Tan fuerte fue la influencia de Aristóteles que su teoría dominó el pensamiento de científicos y filósofos hasta principios del siglo XVII.

Más de 2000 años después de Demócrito, el inglés y maestro de escuela John Dalton (1766-1844), revivió el concepto de átomo y propuso un modelo atómico basado en hechos y evidencias experimentales (**figura 5.1**). Su teoría, que se describe en una serie de artículos publicados desde 1803 hasta 1810, se basaba en la idea de un tipo diferente de átomo para cada elemento. La esencia del **modelo atómico de Dalton** se puede resumir de la siguiente manera:

1. Los elementos se componen de partículas diminutas, indivisibles, llamadas átomos.
2. Los átomos de un mismo elemento son iguales en masa y tamaño.
3. Los átomos de diferentes elementos tienen diferentes masas y tamaños.
4. Los compuestos químicos se forman por la unión de dos o más átomos de diferentes elementos.
5. Los átomos se combinan para formar compuestos en proporciones numéricas simples, como uno a uno, uno a dos, dos a tres, y así sucesivamente.
6. Los átomos de dos elementos pueden combinarse en diferentes proporciones para formar más de un compuesto.

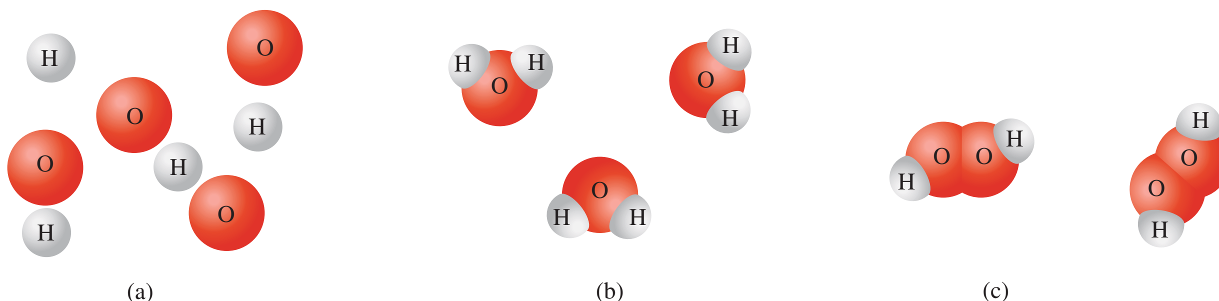


Figura 5.1
(a) Los átomos de Dalton eran partículas individuales, los átomos de cada elemento son semejantes en masa y tamaño, pero diferentes de la masa y el tamaño de otros elementos; (b) y (c) los átomos de Dalton se combinan en proporciones específicas para formar compuestos.

El modelo atómico de Dalton permanecerá como un hito en el desarrollo de la química. Las principales premisas de su modelo siguen siendo válidas, pero algunas de sus afirmaciones deben ser modificadas o calificadas porque las investigaciones posteriores han demostrado que: (1) los átomos están compuestos de partículas subatómicas; (2) no todos los átomos de un elemento específico tienen la misma masa, y (3) los átomos, en circunstancias especiales, se pueden descomponer.

En química usamos modelos (teorías), como el modelo atómico de Dalton, para explicar el comportamiento de los átomos, moléculas y compuestos. Los modelos se modifican para explicar la nueva información. Con frecuencia aprendemos más acerca de un sistema cuando nuestros modelos (teorías) fallan. Ese es el momento en que debemos repensar nuestra explicación y determinar si necesitamos modificar nuestro modelo o proponer uno nuevo o diferente para explicar el comportamiento.

EJEMPLO 5.1

¿Qué afirmación de modelo del átomo de Dalton representan esta serie de compuestos: NO_2, N_2O, N_2O_3, N_2O_5?

SOLUCIÓN

Los átomos se combinan para formar compuestos en proporciones numéricas simples. Los átomos de dos elementos se combinan en diferentes proporciones para formar más de un compuesto.

PRÁCTICA 5.1

Enumere otra serie de compuestos que ilustre las afirmaciones en el ejemplo 5.1.

5.2 CARGA ELÉCTRICA

OBJETIVO DE APRENDIZAJE Reconocer la fuerza entre partículas y diferenciar entre un catión y un anión.

Usted probablemente ha recibido una descarga eléctrica después de caminar a través de un área alfombrada en un día seco. Es posible que también haya experimentado la electricidad estática asociada al peinarse el cabello y ha tenido pegada su ropa a usted. Estos fenómenos son el resultado de una acumulación de *carga eléctrica*. Esta carga puede ser transferida de un objeto a otro. Las propiedades de la carga eléctrica son las siguientes:

1. La carga puede ser de dos tipos: positiva y negativa.
2. Las cargas diferentes se atraen (positivo atrae negativo), y las cargas iguales se repelen (negativo repele negativo y positivo repele positivo).
3. La carga puede ser transferida de un objeto a otro por contacto o por inducción.
4. A menor distancia entre dos cargas, mayor es la fuerza de atracción entre cargas opuestas (o repulsión entre cargas idénticas). La fuerza de atracción (F) se puede expresar mediante la siguiente ecuación:

$$F = \frac{kq_1q_2}{r^2}$$

donde q_1 y q_2 son las cargas, r es la distancia entre las cargas, y k es una constante.

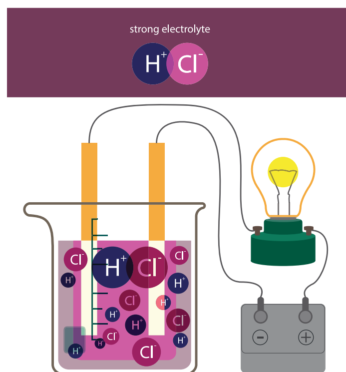
Descubrimiento de los iones

El científico inglés Michael Faraday (1791-1867) descubrió que ciertas sustancias cuando se disuelven en agua conducen la corriente eléctrica. También notó que ciertos compuestos se descomponen en sus elementos cuando una corriente eléctrica pasa a través del compuesto. Los átomos de algunos elementos son atraídos por el electrodo positivo, mientras que los átomos de otros elementos son atraídos hacia el electrodo negativo. Faraday llegó a la conclusión de que estos átomos están eléctricamente cargados. Los llamó *iones* por la palabra griega que significa "viajero o errante".

Cualquier carga que se mueve es una corriente eléctrica. La carga eléctrica debe viajar a través de una sustancia conocida como medio conductor. Los medios conductores más conocidos son los metales en forma de alambres.

El científico sueco Svante Arrhenius (1859-1927) amplió el trabajo de Faraday. Arrhenius dedujo que un ion es un átomo (o un grupo de átomos) que lleva una carga positiva o negativa. Cuando un compuesto como el cloruro de sodio (NaCl) se funde, conduce la electricidad. El agua es innecesaria. La explicación de Arrhenius de esta conductividad fue que tras la fusión, el cloruro de sodio se disocia, o se rompe, en iones cargados, Na^+ y Cl^-. Los iones Na^+ se mueven hacia el electrodo negativo (cátodo), mientras que los iones Cl^- emigran hacia el electrodo positivo (ánodo). Por lo tanto, los iones positivos se denominan *cationes* y los iones negativos se llaman *aniones*.

A partir del trabajo de Faraday y de Arrhenius con iones, el físico irlandés G. J. Stoney (1826-1911) se dio cuenta que debía haber alguna unidad fundamental de la electricidad asociada con los átomos.



Cuando los iones están presentes en una disolución de agua salada y una corriente eléctrica pasa a través de la disolución, el foco se ilumina.

En 1891, él denominó a esta unidad electrón. Desgraciadamente, no tenía medios para apoyar su idea con la prueba experimental. La evidencia siguió siendo difícil hasta 1897, cuando el físico inglés J. J. Thomson (1856-1940) fue capaz de demostrar experimentalmente la existencia del electrón.

EJEMPLO 5.2

¿Qué es un catión? ¿Qué es un anión?

SOLUCIÓN

Un catión es un ion con carga positiva. Un anión es un ion con carga negativa.

PRÁCTICA 5.2

¿Cuáles de los siguientes iones son cationes y cuáles son aniones?

Na^+, Cl^-, NH_4^+, Ca^{2+}, Br^-, Al^{3+}, NO_3^-, SO_4^{2-}, PO_4^{3-}, K^+, Ag^+, Fe^{2+}, Fe^{3+}, S^{2-}

5.3 PARTÍCULAS SUBATÓMICAS DEL ÁTOMO

Describir las tres partículas subatómicas básicas y cómo cambiaron el modelo atómico de Dalton. **OBJETIVO DE APRENDIZAJE**

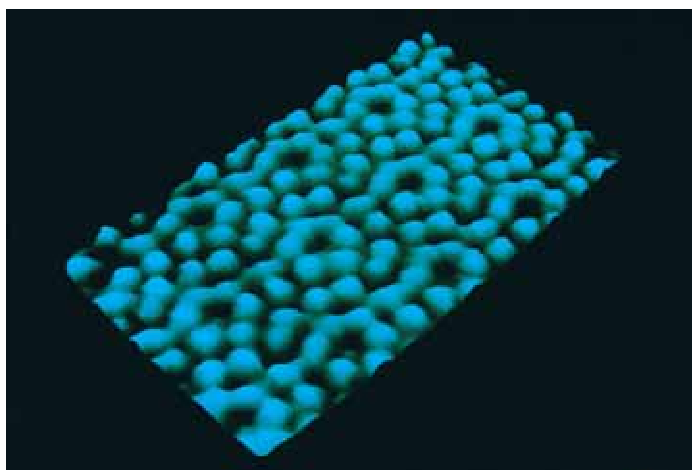
TÉRMINOS CLAVE
partículas subatómicas
electrón
protón
modelo atómico de Thomson

El concepto del átomo: una partícula tan pequeña que hasta hace poco no se podía ver incluso con el microscopio más potente, y la subsecuente determinación de su estructura permanecen entre los más grandes logros humanos intelectuales y creativos.

Cualquier cantidad visible de un elemento contiene un gran número de átomos idénticos. Pero cuando nos referimos a un átomo de un elemento, aislamos un solo átomo de la multitud con el fin de presentar el elemento en su forma más simple. La **figura 5.2** muestra los átomos individuales como los podemos ver actualmente.

¿Qué es esta diminuta partícula que llamamos átomo? El diámetro de un solo átomo oscila entre 0.1 a 0.5 nanómetros ($1 \text{ nm} = 1 \times 10^{-9} \text{ m}$). El hidrógeno, el átomo más pequeño, tiene un diámetro de aproximadamente 0.1 nm. Para tener una idea de lo pequeño que es un átomo, considere este punto (•), que tiene un diámetro de aproximadamente 1 mm, o 1×10^6 nm. Se necesitarían 10 millones de átomos de hidrógeno para formar una línea de átomos a través de este punto. Aunque los átomos son inconcebiblemente pequeños, contienen partículas aún más pequeñas, las **partículas subatómicas**, incluidos los electrones, protones y neutrones.

El desarrollo de la teoría atómica fue apoyado en gran parte por la invención de nuevos instrumentos. Por ejemplo, el tubo de Crookes, desarrollado en 1875 por Sir William Crookes (1832-1919), abrió la puerta a la estructura subatómica del átomo (**figura 5.3**). Las emisiones generadas en un tubo de Crookes se llaman *rayos catódicos*. J. J. Thomson demostró en 1897 que los rayos catódicos: (1) viajan en línea recta, (2) son de carga negativa, (3) son desviados por los campos eléctricos y magnéticos, (4) producen sombras definidas y (5) son capaces de mover una pequeña rueda de paletas. Este fue el descubrimiento experimental de la unidad de carga fundamental, el electrón.



Courtesy of IBM Corporation

Figura 5.2
Un microscopio de barrido de efecto túnel muestra un conjunto de átomos de cobre.

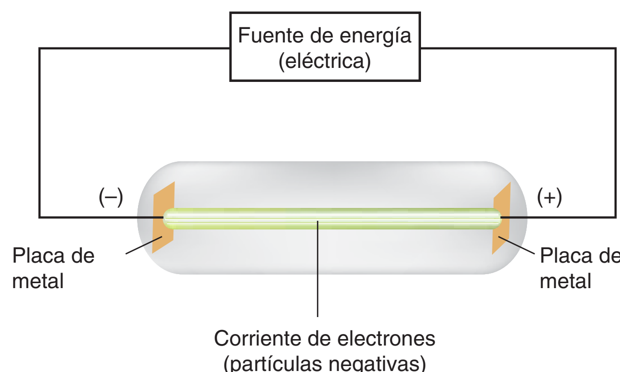


Figura 5.3
Tubo de rayos catódicos. Una corriente de electrones pasa entre los electrodos. Las partículas que se mueven rápidamente excitan al gas dentro del tubo, creando un brillo verdoso entre los electrodos.

El **electrón** (e^-) es una partícula con carga eléctrica negativa y una masa de 9.110×10^{-28} g. Esta masa es 1/1837 de la masa de un átomo de hidrógeno. Aunque se conoce la carga real de un electrón, su valor es demasiado engorroso para el uso práctico y por lo tanto se ha asignado una carga eléctrica relativa de -1. El tamaño de un electrón no se ha determinado exactamente, pero su diámetro se estima que es menor a 10^{-12} cm.

Los protones fueron observados por primera vez en 1886 por el físico alemán Eugen Goldstein (1850-1930). Sin embargo, fue Thomson quien descubrió la naturaleza del protón; demostró que el protón es una partícula y calculó que su masa es aproximadamente 1837 veces la de un electrón. El **protón** (p) es una partícula con masa real de 1.673×10^{-24} g. Su carga relativa $(+1)$ es igual en magnitud, pero de signo opuesto a la carga del electrón. La masa de un protón es sólo ligeramente menor que la de un átomo de hidrógeno.

Thomson había demostrado que los átomos contienen tanto partículas con carga negativa como positiva. Claramente, el modelo del átomo de Dalton ya no era aceptable. Los átomos no son indivisibles, sino están compuestos por pequeñas partículas. Thomson propuso un nuevo modelo del átomo.

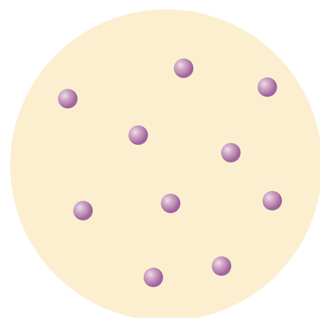


Figura 5.4
Modelo atómico de Thomson. En este primer modelo del átomo, se pensaba que las partículas negativas (electrones) estaban incrustadas en una esfera cargada positivamente. A veces es llamado, por analogía, modelo del pudín de pasas o ciruelas.

En el **modelo atómico de Thomson** los electrones son partículas con carga negativa incrustadas en la esfera atómica cargada positivamente (vea la **figura 5.4**). Un átomo neutro podría convertirse en un ion al ganar o perder electrones.

Los iones positivos fueron explicados por el supuesto de que un átomo neutro pierde electrones. Un átomo con una carga neta de $+1$ (por ejemplo, Na^+ o Li^+) ha perdido un electrón. Un átomo con una carga neta de $+3$ (por ejemplo, Al^{3+}) ha perdido tres electrones (**figura 5.5a**).

Los iones negativos fueron explicados suponiendo que a los átomos se les puede añadir electrones adicionales. Una carga neta de -1 (por ejemplo, Cl^- o F^-) es producida por la adición de un electrón. Una carga neta de -2 (por ejemplo, O^{2-} o S^{2-}) requiere la adición de dos electrones (**figura 5.5b**).

La tercera partícula subatómica importante fue descubierta en 1932 por James Chadwick (1891-1974). Esta partícula, el **neutrón** (n), no tiene carga positiva ni negativa y tiene una masa real

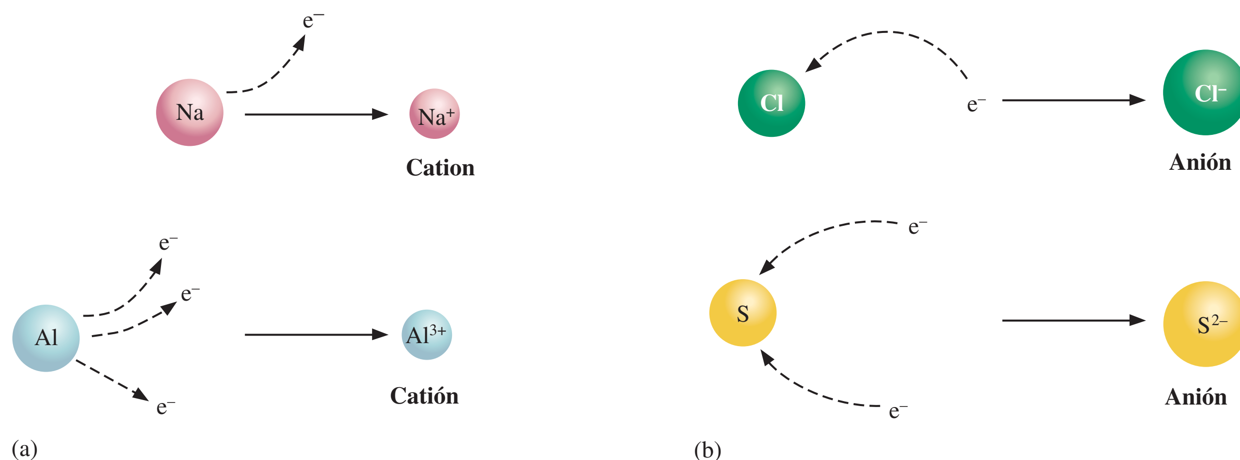


Figura 5.5
(a) Cuando uno o más electrones se pierden de un átomo neutro, se forma un catión. (b) Cuando se añaden uno o más electrones a un átomo neutro, se forma un anión.

TABLA 5.1 Carga eléctrica y masa relativa de los electrones, protones y neutrones.

Partícula	Símbolo	Carga eléctrica relativa	Masa real (g)
Electrón	e	−1	9.110×10^{-28}
Protón	p	+1	1.673×10^{-24}
Neutrón	n	0	1.675×10^{-24}

(1.675×10^{-24} g) que es sólo ligeramente mayor que la de un protón. Las propiedades de estas tres partículas subatómicas se resumen en la **tabla 5.1**.

Casi todas las propiedades químicas de la materia ordinaria se pueden explicar en términos de átomos formados por electrones, protones y neutrones. El análisis de la estructura atómica que sigue se basa en la suposición de que los átomos contienen sólo estas partículas subatómicas principales. Se han descubierto muchas otras partículas subatómicas, como los mesones, positrones, neutrinos y antiprotones, pero aún no está claro si todas estas partículas están realmente presentes en el átomo o si se producen por las reacciones que ocurren dentro del núcleo. Los campos de la física atómica y de la energía alta han producido una larga lista de partículas subatómicas. Descripciones de las propiedades de gran cantidad de estas partículas se encuentran en los libros de texto de física.

EJEMPLO 5.3

La masa de un átomo de helio es de 6.65×10^{-24} g. ¿Cuántos átomos hay en una muestra de 4.0 g de helio?

SOLUCIÓN

$$(4.0\ \cancel{g})\left(\frac{1\ \text{átomo He}}{6.65 \times 10^{-24}\ \cancel{g}}\right) = 6.0 \times 10^{23}\ \text{átomos He}$$

PRÁCTICA 5.3

La masa de un átomo de hidrógeno es 1.673×10^{-24} g. ¿Cuántos átomos hay en una muestra de hidrógeno de 10.0 g?

5.4 EL ÁTOMO NUCLEAR

Explicar la diferencia entre el modelo nuclear del átomo y los modelos de Dalton y Thomson.

OBJETIVO DE APRENDIZAJE

TÉRMINOS CLAVE
núcleo
número atómico

El descubrimiento de que partículas con carga positiva están presentes en los átomos se produjo poco después que Henri Becquerel (1852-1908) descubriera la radiactividad en 1896. Los elementos radiactivos emiten espontáneamente partículas alfa, partículas beta y rayos gamma de sus núcleos (consulte el capítulo 18).

En 1907, Ernest Rutherford (1871-1937) había establecido que las partículas alfa con carga positiva emitidas por ciertos elementos radiactivos son iones del elemento helio. Rutherford utilizó estas partículas alfa para establecer la naturaleza nuclear de los átomos. En experimentos realizados en 1911, dirigió una corriente de iones de helio cargados positivamente (partículas alfa) hacia una hoja de oro muy delgada (alrededor de 1000 átomos de espesor). Vea la **figura 5.6a**. Observó que la mayoría de las partículas alfa pasaban a través de la hoja con poca o ninguna desviación; pero algunas de las partículas se desviaban en ángulos grandes, y en ocasiones incluso rebotaban de la hoja (**figura 5.6b**). Se sabía que las cargas iguales se repelen entre sí y que un electrón con una masa de 1/1837 de un protón no podría tener un efecto apreciable en la trayectoria de una partícula alfa, que es casi 7350 veces más masiva que un electrón. Por lo tanto, Rutherford dedujo que cada átomo de oro debe contener una masa de carga positiva que ocupa un volumen relativamente pequeño, y que cuando una partícula alfa se aproxima lo bastante cerca de esta masa positiva, se desvía. Rutherford denominó a esta masa de carga positiva como el *núcleo* del átomo. Debido a que las partículas alfa tienen masas relativamente altas, la medida de las desviaciones (algunas realmente rebotadas hacia atrás) indicó a

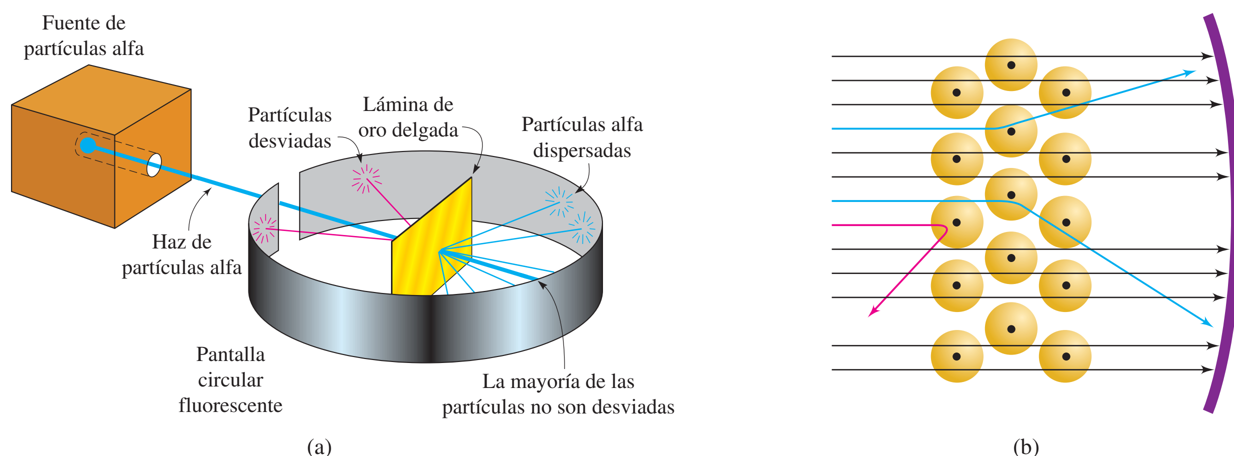


Figura 5.6
(a) El experimento de Rutherford en la dispersión de partículas alfa, en donde las partículas alfa positivas (α), procedentes de una fuente radiactiva, se dirigieron a una delgada lámina de oro. (b) Desviación (rojo) y dispersión (azul) de las partículas positivas alfa por los núcleos positivos de los átomos de oro.

Rutherford que el núcleo era muy pesado y denso. (La densidad del núcleo de un átomo de hidrógeno es de 1.012 g/cm^3, aproximadamente 1 billón de veces la densidad del agua.) Debido a que la mayor parte de las partículas alfa pasaron a través del millar de átomos de oro sin ninguna desviación aparente, concluyó también que más de un átomo se compone de espacio vacío.

Cuando hablamos de la masa de un átomo, nos referimos principalmente a la masa del núcleo. El núcleo contiene todos los protones y los neutrones, que representan más del 99.9% de la masa total de cualquier átomo. A modo de ilustración, el mayor número de electrones que se sabe existen en un átomo es de 118. La masa de incluso 118 electrones es sólo aproximadamente 1/17 de la masa de un solo protón o neutrón. La masa de un átomo, por tanto, está determinada principalmente por las masas combinadas de sus protones y neutrones.

Distribución general de partículas subatómicas

Los experimentos de dispersión de partículas alfa de Rutherford establecieron que el átomo contiene un núcleo denso, cargado positivamente. El trabajo posterior de Chadwick demostró que el átomo contiene neutrones, que son partículas con masa, pero sin carga. Rutherford también señaló que en la luz, los electrones cargados negativamente están presentes y compensan las cargas positivas en el núcleo. Con base en esta evidencia experimental, fue ideado un modelo del átomo y la ubicación de sus partículas subatómicas de una forma en la que cada átomo está formado por un **núcleo** rodeado de electrones (vea la **figura 5.7**). El núcleo contiene protones y neutrones, pero no contiene electrones. En un átomo neutro la carga positiva del núcleo (debido a los protones) se compensa exactamente por los electrones negativos. Debido a que la carga de un electrón es igual, pero de signo opuesto, a la carga de un protón, un átomo neutro debe contener exactamente el mismo número de electrones y de protones. Sin embargo, este modelo de estructura atómica no proporciona información sobre la distribución de los electrones dentro del átomo.

Un átomo neutro contiene el mismo número de protones y electrones.

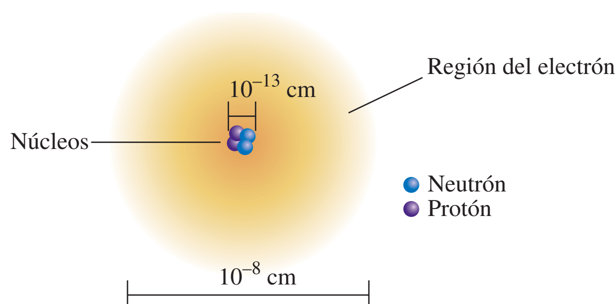


Figura 5.7
En el modelo nuclear del átomo, los protones y los neutrones están localizados en el núcleo. Los electrones se encuentran en el resto del átomo (que es principalmente espacio vacío, porque los electrones son muy pequeños).

EJEMPLO 5.4

¿Cuáles son las principales partículas subatómicas y dónde están ubicadas en un átomo?

SOLUCIÓN

Los protones, neutrones y electrones son las tres principales partículas subatómicas en un átomo. Los protones y los neutrones se encuentran en el núcleo, y los electrones se encuentran fuera del núcleo y alrededor de éste.

Números atómicos de los elementos

El **número atómico** (Z) de un elemento es el número de protones en el núcleo de un átomo de ese elemento. El número atómico determina la identidad de un átomo. Por ejemplo, cada átomo con un número atómico de 1 es un átomo de hidrógeno, que contiene un protón en su núcleo. Cada átomo con un número atómico de 6 es un átomo de carbono, que contiene seis protones en su núcleo. Cada átomo con un número atómico de 92 es un átomo de uranio, que contiene 92 protones en su núcleo. El número atómico indica no sólo el número de cargas positivas en el núcleo, sino también el número de electrones en el átomo neutro, ya que un átomo neutro contiene el mismo número de electrones y protones.

número atómico = número de protones en el núcleo

No es necesario memorizar los números atómicos de los elementos, debido a que se suele incluir una tabla periódica en los textos, laboratorios y en los exámenes. Los números atómicos de todos los elementos se muestran en la tabla periódica y también se enumeran en la tabla de masas atómicas al final de este libro.

PRÁCTICA 5.4

Consulte la tabla periódica y determine el número de protones y electrones que hay en un átomo de Cu y en un átomo de Xe.

5.5 ISÓTOPOS DE LOS ELEMENTOS

Definir los términos *número atómico, número de masa* e *isótopo.*

OBJETIVO DE APRENDIZAJE

TÉRMINOS CLAVE
isótopo
número de masa

Poco después de la concepción de Rutherford del átomo nuclear, se realizaron experimentos para determinar las masas de los átomos individuales. Estos experimentos mostraron que las masas de casi todos los átomos fueron mayores de lo que podría explicarse por la simple suma de las masas de todos los protones y los electrones que se sabe están presentes en un átomo. Este hecho condujo al concepto del neutrón, una partícula sin carga pero con una masa aproximadamente igual a la de un protón. Debido a que esta partícula no tiene carga, fue muy difícil de detectar, y la existencia del neutrón no fue probada experimentalmente sino hasta 1932. Todos los núcleos atómicos, excepto el del átomo de hidrógeno, el más sencillo, contienen neutrones.

Todos los átomos de un elemento dado tienen el mismo número de protones. La evidencia experimental ha demostrado que, en la mayoría de los casos, todos los átomos de un elemento dado no tienen masas idénticas. Esto es porque los átomos del mismo elemento pueden tener diferente número de neutrones en sus núcleos.

Los átomos de un elemento que tiene el mismo número atómico pero diferentes masas atómicas se denominan **isótopos** de ese elemento. Por lo tanto, los átomos de los diferentes isótopos de un elemento tienen el mismo número de protones y electrones, pero diferente número de neutrones.

Se conocen tres isótopos de hidrógeno (número atómico 1). Cada uno tiene en el núcleo un protón y un electrón. El primer isótopo (protio), sin un neutrón, tiene un número de masa de 1; el segundo isótopo (deuterio), con un neutrón en el núcleo, tiene un número de masa de 2; el tercer isótopo (tritio), con dos neutrones, tiene un número de masa de 3 (vea la **figura 5.8**).



Diamante en bruto de una mina de Colorado. Los diamantes están compuestos de carbono.

Los tres isótopos de hidrógeno pueden ser representados por los símbolos $^{1}_{1}H$, $^{2}_{1}H$ y $^{3}_{1}H$, que indican un número atómico de 1 y números de masas de 1, 2 y 3, respectivamente. Este método

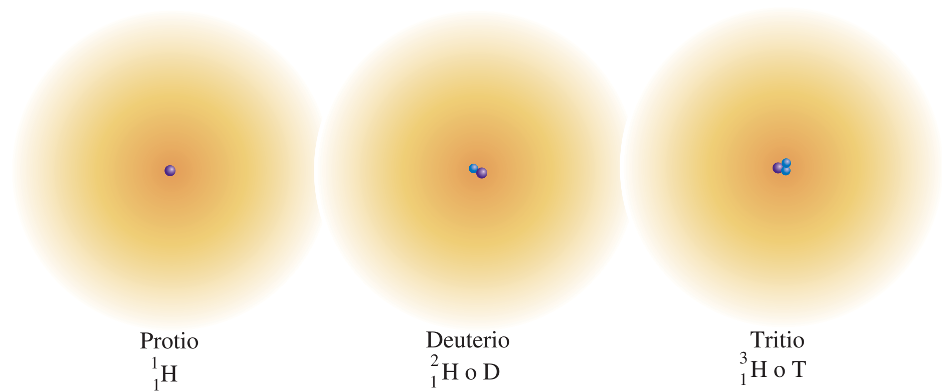
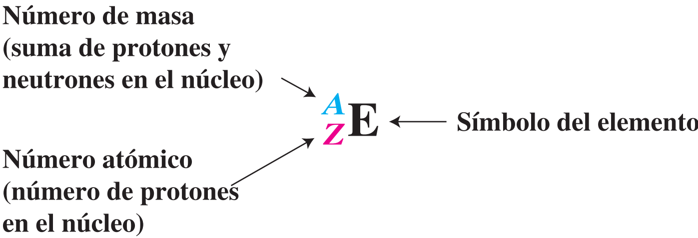


Figura 5.8
Los isótopos del hidrógeno. El número de protones (púrpura) y neutrones (azules) se muestra dentro del núcleo. El electrón (e^-) está fuera del núcleo.

para representar átomos se denomina *notación isotópica*. El subíndice (Z) es el número atómico; el superíndice (A) es el **número de masa**, que es la suma del número de protones y el número de neutrones en el núcleo. Los isótopos de hidrógeno también pueden ser referidos como hidrógeno-1, hidrógeno-2 e hidrógeno-3.

El número de masa de un elemento es la suma de los protones y los neutrones en el núcleo.



La mayor parte de los elementos están presentes en la naturaleza como mezclas de isótopos. Sin embargo, no todos los isótopos son estables; algunos son radiactivos y se descomponen de forma continua para formar otros elementos. Por ejemplo, de los siete isótopos conocidos del carbono, sólo dos, el carbono-12 y el carbono-13, son estables. De los siete isótopos conocidos del oxígeno, sólo tres ($^{16}_{8}O$, $^{17}_{8}O$ y $^{18}_{8}O$) son estables. De los 15 isótopos conocidos del arsénico, el $^{75}_{33}As$ es el único que es estable.

La relación entre el número de masa y el número atómico es tal que si restamos el número atómico del número de masa de un isótopo dado, se obtiene el número de neutrones en el núcleo de un átomo de ese isótopo. La **tabla 5.2** muestra este método para determinar el número de neutrones. Por ejemplo, el átomo de flúor ($^{19}_{9}F$), número atómico 9, que tiene un número de masa de 19 contiene 10 neutrones:

número de masa	−	número atómico	=	número de neutrones
19	−	9	=	10

Se emplean cuatro cifras significativas para las masas atómicas en este texto.

Las masas atómicas que figuran en la tabla al final de este libro son los valores aceptados por acuerdo internacional. Usted no tiene que memorizar las masas atómicas. En los cálculos de este libro, el uso de las masas atómicas redondeado a cuatro cifras significativas dará resultados de una precisión suficiente. (Consulte la tabla periódica.)

TABLA 5.2 Determinación del número de neutrones en un átomo restando el número atómico del número de masa.

	Hidrógeno (^1_1H)	Oxígeno ($^{16}_{8}O$)	Azufre ($^{32}_{16}S$)	Flúor ($^{19}_{9}F$)	Hierro ($^{56}_{26}Fe$)
Número de masa	1	16	32	19	56
Número atómico	(−)1	(−)8	(−)16	(−)9	(−)26
Número de neutrones	0	8	16	10	30

EJEMPLO 5.5

¿Cuántos protones, neutrones y electrones se encuentran en un átomo de ${}^{14}_{6}C$?

SOLUCIÓN

El elemento es carbono, número atómico 6. El número de protones o electrones es igual al número atómico y es 6. El número de neutrones se determina restando el número atómico del número de masa: 14 - 6 = 8.

PRÁCTICA 5.5

¿Cuántos protones, neutrones y electrones se encuentran en cada uno de estos isótopos?

(a) ${}^{16}_{8}O$ (b) ${}^{80}_{35}Br$ (c) ${}^{235}_{92}U$ (d) ${}^{64}_{29}Cu$

PRÁCTICA 5.6

¿Cuáles son el número atómico y el número de masa de los elementos que contienen

(a) 9 electrones (b) 24 protones y 28 neutrones (c) ${}^{197}_{79}X$

¿Cuáles son los nombres de estos elementos?

>QUÍMICA *EN ACCIÓN*

Detectives isotópicos

Los científicos están aprendiendo a usar isótopos para determinar el origen de las drogas y las piedras preciosas. Resulta que las relaciones isotópicas similares a las utilizadas en la datación por carbono también pueden identificar el origen de la cocaína o el lugar de nacimiento de las esmeraldas.

Los investigadores de la Agencia de Control de Drogas (DEA, por sus siglas en inglés) han creado una base de datos sobre la procedencia de las hojas de coca que señala el origen de las hojas con una precisión de 90%. La cocaína mantiene una firma química del medio ambiente en el que creció. Los isótopos de carbono y nitrógeno se encuentran en una proporción particular con base en las condiciones climáticas de la región de cultivo. Estas proporciones identifican correctamente el origen de 90% de las muestras analizadas, según James Ehleringer, de la Universidad de Utah en Salt Lake City. Este nuevo método puede rastrear drogas un paso más atrás que las técnicas actuales, que buscan principalmente los productos químicos introducidos por las prácticas de procesamiento en diferentes lugares. Esto podría ayudar en la ubicación de los exportadores originales y detener la producción en la fuente.

Un análisis isotópico similar de oxígeno ha llevado a los investigadores en Francia a poder rastrear el lugar de nacimiento de esmeraldas. Las esmeraldas de muy alta calidad tienen pocas inclusiones (cavidades microscópicas). Los gemólogos utilizan estas imperfecciones y el material atrapado en ellas para identificar el origen de la gema. Las gemas de alta calidad ahora también se pueden identificar por el uso de una proporción de isótopos de oxígeno. Estas pruebas utilizan un microscopio de iones que lanza unos cuantos átomos sobre la superficie de las piedras preciosas (con daños prácticamente indetectables). La pequeña muestra es analizada por su relación isotópica del oxígeno y se compara con una base de datos a partir de minas de esmeraldas de todo el mundo. Con el uso de la información, los gemólogos pueden determinar la mina de la cual proviene la esmeralda. Debido a que las esmeraldas de las minas colombianas se valoran mucho más alto que las de otros países, esta técnica puede ser utilizada para ayudar a los coleccionistas a saber exactamente lo que están pagando, así como identificar la historia de esmeraldas atesoradas.



Esmeraldas puras y cortadas

Para los estudiantes, aprender los fundamentos de la química puede ser una tarea difícil de llevar a cabo. Por más de 35 años, este texto ha ayudado a dominar las habilidades de química necesarias para tener éxito en la materia. Les proporciona explicaciones claras y lógicas de los conceptos químicos y la resolución de problemas. Los estudiantes aprenderán cómo aplicar los conceptos con la ayuda de ejemplos prácticos. Además, las secciones Química en acción se caracterizan por contener preguntas y verificaciones conceptuales que reúnen la comprensión de la química y la relacionan con experiencias de la vida cotidiana.

Características principales:

- **Nuevo diseño,** ilustraciones revisadas

- **Diseño modular de aprendizaje conceptual**
  -Cada sección se apoya en un ejemplo práctico y solución práctica.
  -Las secciones han sido re-escritas para apoyar una presentación más estructurada y uniforme de los conceptos.

- **Objetivos de aprendizaje para cada sección.**

- **Preguntas de final de capítulo** - Un aumento del 20% -, nuevas preguntas, escritas y enfocadas en abordar la comprensión conceptual -el uso de las aplicaciones y los indicadores visuales (arte)- para ayudar a los estudiantes a visualizar lo que se piden.

ISBN-13: 978-6075220208
ISBN-10: 6075220208

9 786075 220208

CENGAGE Learning